

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ЛЬВІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені ДАНИЛА ГАЛИЦЬКОГО

Затверджую
Проректор з навчальної роботи
проф. М. Р. Гжегоцький

Факультет – фармацевтичний
Назва кафедри – загальна, біонеорганічна та
фізколоїдна хімія
Опорна – так
Адреса – м. Львів, вул. Пекарська, 52

РОБОЧА НАВЧАЛЬНА ПРОГРАМА

з неорганічної хімії

для студентів I курсу фармацевтичного факультету заочної форми навчання
(термін навчання 5,5 р.)
(розроблена на підставі типової навчальної програми 1998 року)

Львів 2004

I. Загальні положення

Неорганічна хімія – одна із фундаментальних дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, яка починає хімічну підготовку провізора. Знання теоретичних основ неорганічної хімії необхідні для більш глибокого вивчення аналітичної, фізичної і колоїдної, фармацевтичної, біологічної та токсикологічної хімії, фармакогнозії та технології ліків.

Неорганічна хімія вивчає взаємозв'язок хімічних процесів та явищ, що їх супроводжують, встановлює закономірності між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями, встановлює ймовірність проходження і направленість хімічних реакцій, визначає функцію речовин, вивчає фізико-хімічні основи використання неорганічних речовин у медицині та фармації.

Знання з неорганічної хімії дозволять майбутньому фахівцю оволодіти найбільш суттєвими навичками якісного і кількісного прогнозування проходження хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, які використовуються в фармацевтичній практиці, а також їх біотрансформації в організмі людини.

На фармацевтичному факультеті (заочна форма навчання) неорганічна хімія для студентів з терміном навчання 5,5 роки викладається в I та II семестрах у такому обсязі:

Назва дисципліни	Семестр	Всього	Кількість годин				
			Аудиторних		СПРС	Контрольні роботи	Вид контролю
			Лекцій	Лабор. занять			
Неорганічна хімія	I	90	4	12	74	1	Залік
	II	126	6	14	106	1	Іспит

II. Рекомендації для самостійного вивчення неорганічної хімії

Для самостійного вивчення дисципліни рекомендується опрацювати теоретичний матеріал за розділами робочої програми, причому бажано дотримуватись такої послідовності:

- спочатку ознайомитись з навчальною програмою курсу та вибрати необхідну літературу;
- в процесі роботи з підручником слід робити короткий конспект, в якому записувати основні положення теми, закони їх математичний та графічний вирази, хімічні формули і рівняння;
- після опрацювання теоретичного матеріалу кожного розділу потрібно виконати відповідні питання (задачі) контрольної роботи, скориставшись методичними вказівками кафедри;
- контрольні роботи оформити в учнівському зошиті, переписавши спочатку повністю питання чи умову задачі, а потім дати чітку відповідь на нього; при розв'язуванні задачі потрібно коротко пояснити методику її розв'язування;
- під час захисту контрольної роботи (співбесіди з викладачем), студент повинен самостійно пояснити всі розв'язки задач і дати відповіді на теоретичні питання, що стосуються роботи.

Студенти, які успішно здали контрольні роботи і виконали лабораторний практикум, одержують залік і допускаються до екзамену, який відбувається вкінці I-го курсу.

III. Тематичний план лекцій з неорганічної хімії на I семестр

№ п/п	Тема лекції	Кількість годин
1.	Енергетика і направленість хімічних реакцій. Внутрішня енергія і ентальпія. Поняття про ентропію та енергію Гіббса. Хімічні реакції та рівновага в розчинах електролітів. Дисоціація води. Водневий показник. Рівновага між розчином і осадом важкорозчинного електроліту. ДР. Гідролітичні процеси.	2
2.	ОВР в хімічних процесах. Електронна теорія ОВР, їх кількісні характеристики і направленість. ОВР в медицині і фармації. Будова атома. Природа хімічних зв'язків і будова молекул хімічних сполук. Комплексні сполуки.	2
Всього:		4

Тематичний план лекцій з неорганічної хімії на II семестр

№ п/п	Тема лекції	Кількість годин
1.	<i>s</i> -елементи I та II груп ПСЕ та їх найважливіші сполуки: пероксиди, озоніди, гідроксиди, солі. Водень і пероксид водню. Застосування у фармації.	2
2.	Особливості хімії <i>d</i> -елементів: окисно-відновні властивості, реакції, амфотерність сполук, реакції комплексоутворення. Хімічні властивості найважливіших сполук <i>d</i> -елементів I, II, VI, VII, VIII груп ПСЕ, їх біологічна роль та застосування	2
3.	Хімічні властивості сполук <i>p</i> -елементів IV, V, VI, VII груп ПСЕ, біологічна роль, застосування в аналітичній практиці і фармації.	2
Всього:		6

IV. Тематичний план практичних занять з неорганічної хімії на I семестр

№ п/п	Тема заняття	Кількість годин
1.	Основні закони хімії. Поняття про еквіваленти речовин в хімічних реакціях. Закон еквівалентів. Експериментальне визначення еквівалентів металів.	2
2.	Енергетика та направленість хімічних реакцій. Розрахунки за термодинамічними рівняннями.	2
3.	Розчини. Способи вираження концентрації. Виготовлення розчинів заданої концентрації. Колігативні властивості розчинів. Експериментальне визначення деяких параметрів лікарських речовин методом криометрії.	2
4.	Дисоціація води. рН середовища. Гідроліз солей. Зміщення рівноваги гідролізу.	2
5.	Окисно-відновні реакції. Складання рівнянь ОВР. Експериментальне вивчення окисно-відновних процесів.	2
6.	Комплексні сполуки. Складання формул КС та написання рівнянь реакцій комплексоутворення.	2
Всього:		12

Тематичний план практичних занять з неорганічної хімії на II семестр

№ п/п	Тема заняття	Кількість годин
1.	<i>s</i> -елементи та властивості їх сполук. Біологічна роль та застосування в медицині і фармації	2
2.	<i>d</i> -елементи VI та VII груп ПСЕ. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук, реакції комплексоутворення. Біологічна роль та застосування в медицині	2
3.	<i>d</i> -елементи VIII групи ПСЕ та їх найважливіші сполуки. Біологічна роль та застосування	2
4.	<i>d</i> -елементи I та II груп ПСЕ. Найважливіші властивості та застосування в медичній практиці	2
5.	<i>p</i> -елементи IV та V груп ПСЕ. Найважливіші властивості сполук, їх фізіологічна дія, застосування в медицині і фармації.	2
6.	<i>p</i> -елементи VI групи ПСЕ. Хімічні властивості сполук, біологічна роль, застосування в медицині і фармації.	2
7.	<i>p</i> -елементи VII групи ПСЕ. Хімічні властивості, найважливіші сполуки. Біологічна роль. Залік.	2
Всього:		14

V. Тематичний план самостійної роботи

<p>Контрольна робота № 1</p>	<p>Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії (Методичні вказівки кафедри, розділ 1).</p> <p>Хімічна термодинаміка. Біоенергетика (Методичні вказівки кафедри, розділ 2).</p> <p>Розчини. Способи вираження концентрації розчинів. Осмос і осмотичний тиск (Методичні вказівки кафедри, розділ 3).</p> <p>Кінетика хімічних реакцій (Методичні вказівки кафедри, розділ 4).</p> <p>Хімічна рівновага (Методичні вказівки кафедри, розділ 5).</p> <p>Хімічна рівновага у водних розчинах електролітів (Методичні вказівки кафедри, розділ 6).</p> <p>Окисно-відновні реакції (ОВР) (Методичні вказівки кафедри, розділ 7).</p> <p>Будова атомів і молекул (Методичні вказівки кафедри, розділ 8).</p> <p>Комплексні сполуки (Методичні вказівки кафедри, розділ 9).</p>
<p>Контрольна робота № 2</p>	<p>Метали. Біологічна роль та хімічні властивості. Медичне застосування сполук металів.</p> <ul style="list-style-type: none"> – <i>s</i>-елементи. Хімічні основи застосування сполук <i>s</i>-елементів у фармації і медицині; – реакційна здатність <i>p</i>-елементів та їх сполук; – <i>d</i>-елементи, кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук <i>d</i>-елементів в залежності від ступенів окиснення, здатність до комплексоутворення (Методичні вказівки кафедри, розділ 10). <p>Неметали. Біологічна роль. Хімічні властивості та застосування їх сполук в медичній практиці.</p> <ul style="list-style-type: none"> – положення в періодичній системі, особливості будови атомів; – хімічні властивості <i>p</i>-елементів IV групи та їх найважливіших сполук, біологічна роль, застосування у медицині і фармації; – хімічні властивості <i>p</i>-елементів V групи та їх найважливіших сполук біологічна роль, застосування у медицині і фармації; – хімічні властивості <i>p</i>-елементів VI групи та їх найважливіших сполук біологічна роль, застосування у медицині і фармації; – хімічні властивості <i>p</i>-елементів VII групи та їх найважливіших сполук біологічна роль, застосування у медицині і фармації (Методичні вказівки кафедри, розділ 11).

VI. Програма з неорганічної хімії

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 очистки 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 молекули, їхня структура і властивості. Відносна молекулярна маса, молярна маса речовин.

Основні стехіометричні закони: 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 Менделєєва-Клапейрона.

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.

Еквівалент, його сучасне визначення. Еквівалентна маса. Розрахунки еквівалентних мас простих і складних сполук. Застосування еквівалента для вираження концентрації розчинів.

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

Частина 1

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Розділ 1. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій

1.1. Елементи хімічної термодинаміки

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

Внутрішня енергія і ентальпія речовин та багатокомпонентних систем. Стандартні умови і стандартні ентальпії утворення і згоряння речовин. Теплоти хімічних реакцій при сталій температурі і тиску. Термохімічні рівняння, їхні особливості та розрахунки на їх основі.

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

Перший і другий закон термодинаміки.

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

Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристик термодинамічної стійкості хімічних сполук. Таблиці стандартних енергій Гіббса.

1.2. Швидкість хімічних реакцій

Середня та миттєва швидкість реакції.

Поняття про механізм реакції. Прості і складні реакції. Фактори, що впливають на швидкість хімічних реакцій в гомогенних та гетерогенних системах. Роль дифузії. Закон діючих мас. Константа швидкості хімічної реакції, її фізичний зміст. Рівняння константи швидкості реакцій різних порядків.

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

1.3. Хімічна рівновага

Зворотні і незворотні хімічні реакції та стан хімічної рівноваги. Якісна характеристика стану хімічної рівноваги і її відміна від кінетично-загальмованого стану системи.

Закон діючих мас (закон хімічної рівноваги). Константа хімічної рівноваги та її зв'язок із стандартною зміною енергії Гіббса.

Залежність енергії Гіббса процесу і константи рівноваги від температури. Принцип Ле-Шательє-Брауна.

Розділ 2. Розчини. Властивості розчинів

2.1. Вчення про розчини

Суть основних положень: розчини, розчинник, розчинена речовина. Розчинність. Розчини газоподібних, рідких та твердих речовин. Вода як один з найбільш поширених 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). Термодинаміка процесу розчинення.

Розчинність газів у рідинах, її залежність від парціального тиску (закон Генрі, Генрі-Дальтона), від температури, від концентрації розчинених у воді електролітів (закон І.М.Сеченова).

Способи вираження концентрації розчинів.

Розчини твердих речовин у рідинах. Поняття про колігативні властивості розчинів. Залежність “властивість розчину – концентрація”. Закони Рауля і Вант-Гоффа. Осмос і осмотичний тиск. 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.

2.2. Хімічні реакції і рівновага у розчинах електролітів

Розвиток Каблуковим І.М. теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Поняття про сильні і слабкі електроліти. Теорія розчинів сильних електролітів. Іонна сила розчинів, коефіцієнт активності та активність іонів сильних електролітів у розчинах. Розчини слабких електролітів. Застосування закону діючих мас до іонізації слабких електролітів. Константа іонізації. Ступінчастий характер іонізації. Ступінь іонізації і його залежність від концентрації (закон розведення Оствальда).

Теорії кислот і основ (Арреніуса, Льюїса, Брендстеда-Лоурі). Амфотерні електроліти (амфоліти). Амфотерні гідроксида та їх розчинність у сильних кислотах і основах. Кількісні характеристики сили кислот та основ.

Іонізація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) розчинів слабких та сильних кислот і основ.

Іонізація кислот та основ у розчинах Гідролітичні процеси. Гідроліз аквакаціонів, аніонів і сумісний гідроліз. Катіони і аніони як кислоти та основи. Ступінь і константи гідролізу. Зміщення рівноваги протолітичних реакцій. Роль протолітичних реакцій при метаболізмі ліків та в аналізі лікарських препаратів. Хімічна несумісність лікарських речовин.

Рівновага між розчином і осадом важкорозчинних електролітів. Добуток розчинності (ДР). Умови осадження і розчинення електролітів.

Розділ 3. Будова речовини

3.1. Електронні оболонки атомів і періодичний закон Д.І. Менделєєва

Основні етапи і діалектика розвитку вчення про будову атомів. 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.

Принцип Паулі, принцип найменшої енергії. Стандартний, збуджений та іонний стан атома. Електронні формули та електронно-структурні схеми атомів. Висновки з них.

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, сімейства. Варіанти періодичної системи. Періодичний характер зміни властивостей елементів в газоподібному стані: радіус, енергія активації, енергія спорідненості до електрона, відносна електронегативність. Вплив будови зовнішніх електронних оболонок на хімічні властивості елементів. Періодичний характер зміни властивостей простих речовин, оксидів, гідроксидів.

3.2. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук

Перебіг і механізм утворення хімічного зв'язку (ХЗ) між атомами. Типи хімічного зв'язку і фізико-хімічні властивості сполук з ковалентним, іонним і металевим 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. Іонний зв'язок.

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

Мікромолекулярні взаємодії (орієнтаційні, індукційні, дисперсні). Водневий зв'язок і його біологічна роль. Молекулярні комплекси і їхня роль в процесах метаболізму.

Теоретичні основи сучасних фізико-хімічних методів дослідження будови хімічних сполук (спектри вбирання, метод ПМР і ЯМР).

Розділ 4. Типи хімічних сполук

4.1. Реакції з переносом електронів

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їхніх сполук в залежності від положення в періодичній системі елементів. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках і правила його розрахунку. Зміна ступеня окиснення в окисно-відновних реакціях. Спряжені пари окисно-відновних реакцій. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив середовища (рН) на характер продуктів та напрямлення ОВР. Окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса. Роль ОВР у метаболізмі.

4.2. Реакції комплексоутворення. Утворення координаційних сполук (КС)

Сучасний зміст поняття – комплексні сполуки. Будова КС: центральний атом, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня сфери КС (за Вернером). Природа хімічного зв'язку в КС (метод ВЗ і метод МО), поняття про поле лігандів. Спектри і магнітні властивості КС.

Здатність атомів різних елементів до комплексоутворення. Утворення і дисоціація КС в розчинах. Константа утворення і константа нестійкості.

Класифікація і номенклатура 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. Металопротеїни. Хімічні основи використання КС у фармацевтичному аналізі і медицині.

Частина 2 ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ

У нижченаведених розділах програми в поняття загальної характеристики елемента або групи елементів входить:

- положення в ПСЕ, будова атома, валентні можливості ;
- віднесення елемента до металу або неметалу;
- властивості вільних атомів (розміри, енергія іонізації, відносна електронегативність) та закономірності їхніх змін у групі;
- характерні ступені окиснення (приклади сполук);
- поширеність у природі, наявність важливих ізотопів;
- біологічна роль;
- найбільш важливі сполуки, які застосовуються в фармації.

Під хімічною активністю простої речовини розуміється взаємодія речовини з киснем, галогенами, водою, кислотами та лугами.

Студент повинен також мати уявлення про хімізм взаємодії неорганічних лікарських засобів та зв'язок їхньої біологічної дії зі структурою молекул та хімічними властивостями цих сполук.

Розділ 1. s-Елементи

1.1. Водень

Загальна характеристика. Особливості положення в ПСЕ. Реакції з киснем, галогенами, металами, оксидами. Характеристика і реакційна здатність зв'язку водню з іншими поширеними елементами: киснем, азотом, вуглецем, сіркою. Особливості поведінки водню в сполуках з сильно- і слабополярними зв'язками. Іон водню, іон гідроксонію, іон амонію

Вода як важлива сполука водню, її фізичні і хімічні властивості. Аквакомплекси і кристалогідрати. Дистильована і апірогенна вода, їх одержання та застосування у фармації. Природні води, екологічні забруднення води, мінеральні води.

Пероксид водню. Будова молекули, одержання, його кислотно-основні та окисно-відновні характеристики (властивості), використання в медицині та фармації.

1.2. s-Елементи – метали

Загальна характеристика. Зміна властивостей елементів ІА групи в порівнянні з лужними металами. Характеристика катіонів Me^+ і Me^{2+} . Іони цих металів у водних розчинах, енергія гідратації іонів.

Взаємодія металів з киснем, утворення оксидів, пероксидів, супероксидів (надпероксидів) та взаємодія цих сполук з водою. Гідроксиди лужних і лужноземельних металів, амфотерність гідроксиду берилію. Гідриди лужних та лужноземельних металів та їхні відновні властивості.

Взаємодія лужних та лужноземельних металів з водою і кислотами. Солі лужних і лужноземельних металів: сульфати, галогеніди, карбонати, фосфати, основні солі, кристалогідрати.

Іони лужних і лужноземельних металів як комплексоутворювачі. Іонофори і їхня роль у мембранному перенесенні калію і натрію. Іони магнію і кальцію як комплексоутворювачі. Реакція з комплексонами (на прикладі натрій етилендіамінтетраацетату).

Біологічна роль s-елементів-металів у мінеральному балансі організму. Макро- і мікро s-елементи, їхнє поступлення в організм з водою. Твердість води, одиниці її вимірювання, границі, вплив твердості води на живі організми і перебіг реакцій у водних розчинах, методи усунення твердості. Сполуки кальцію у кістковій тканині, схожість іонів кальцію і стронцію, ізоморфне заміщення (проблема стронцію-90). Токсичність берилію. Хімічні основи застосування сполук літію, натрію, калію, кальцію, барію у медицині та фармації.

Розділ 2. d-Елементи

2.1. Загальна характеристика d-елементів. Елементи ІІВ – VВ груп

Загальна характеристика d-елементів (перехідних елементів). Характерні особливості d-елементів: змінні ступені окиснення, утворення комплексів, забарвлення сполук (причини його виникнення). Вторинна періодичність у сімействах d-елементів. Лантаноїдне стиснення і велика подібність d-елементів 5-го та 6-го періодів.

Елементи IIIВ групи. Загальна характеристика, подібність та відмінність від елементів групи IIА. f-Елементи як аналоги d-елементів IIIВ групи, подібність та відмінність на прикладі церію, хімічні основи застосування сульфату церію (IV) у кількісному аналізі.

Елементи IVВ і VВ груп. Загальна характеристика. Хімічні основи застосування титану, ніобію і танталу в хірургії, титану діоксиду і амоній метаванадату в фармації.

2.2. Елементи VІВ групи

Загальна характеристика групи. Хром. Загальна характеристика. Проста речовина та її хімічна активність, здатність до комплексоутворення.

Хром (II), кислотно-основна та окисно-відновна характеристики сполук.

Хром (III), кислотно-основна та окисно-відновна характеристики, здатність до комплексоутворення.

Сполуки хрому (VI) – оксид та дихромово кислота, хромати та дихромати, кислотно-основна, окисно-відновна характеристика. Оксидаційні властивості хроматів та дихроматів в залежності від рН середовища, окиснення органічних сполук (спиртів). Пероксосполуки хрому (VI).

Загальні закономірності кислотно-основних та окисно-відновних властивостей сполук d-елементів при переході від нижчих ступенів окиснення до вищих (на прикладі сполук хрому).

Молібден та вольфрам, загальна характеристика, здатність до утворення ізополі- та гетерополікислот; порівняльна окисно-відновна характеристика сполук молібдену та вольфраму по відношенню до сполук хрому.

Біологічне значення d-елементів VІВ групи. Хімічні основи застосування сполук хрому, молібдену та вольфраму у фармації (фармацевтичний аналіз).

2.3. Елементи VІІВ групи

Загальна характеристика групи.

Марганець. Загальна характеристика. Хімічна активність простої речовини. Здатність до комплексоутворення (карбоніл марганцю).

Марганець (II) та марганець (III): кислотно-основна та окисно-відновна характеристики сполук, здатність до комплексоутворення.

Марганець (IV) – оксид, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, вплив рН середовища на окисно-відновні властивості.

Сполуки марганцю (VI): манганати, їх утворення, термічна стійкість, диспропорціювання в розчині та умови стабілізації.

Сполуки марганцю (VII) – оксид, марганцева кислота, перманганати, кислотно-основні та окисно-відновні властивості, продукти відновлення перманганатів при різних значеннях рН, окиснення органічних сполук, термічний розклад. Хімічні основи застосування калію перманганату та його розчинів як антисептичного засобу та у фармацевтичному аналізі.

2.4. Елементи VІІІВ групи

Загальна характеристика групи і поділ її на підгрупи заліза і платинові метали.

Загальна характеристика елементів сімейства заліза. Залізо, хімічна активність простої речовини і здатність до комплексоутворення.

Сполуки заліза (II) і заліза (III) – кислотно-основна та окисно-відновна характеристики, здатність до комплексоутворення.

Комплексні сполуки заліза (II) і заліза (III) з ціанід- і тіоціанат- (роданід-) іонами, диметилгліоксимом, оксидом вуглецю (II), ферроцен. Гемоглобін і залізовмісні ферменти, їхня хімічна дія.

Залізо (VI). Феррати, їх одержання та окисні властивості. Хімічні основи застосування заліза і залізовмісних препаратів у медицині і фармації (в фармацевтичному аналізі).

Кобальт і нікель, порівняння їхніх властивостей із залізом. Сполуки кобальту (II) і (III), нікелю (II) і (III), їхні кислотно-основні, окисно-відновні та комплексоутворюючі властивості (реакція Чугаєва). Хімічні основи застосування сполук кобальту і нікелю в медицині і фармації. Кофермент В₁₂.

Платинові метали, загальна характеристика простих речовин, їхня взаємодія з кислотами. Комплексні сполуки платини (II) і (IV), координаційні числа, структура, реакції окиснення, відновлення і заміщення. Оксиди осмію (VIII) і рутенію (III). Хімічні основи застосування сполук платинових металів ($H_2[PtCl_6]$, OsO_4 , комплексних сполук платини) у медицині і фармації.

2.5. Елементи IV групи

Загальна характеристика групи. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Реакції з кислотами, киснем, галогенами. Сполуки міді (I) і міді (II), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості, здатність до комплексоутворення. Комплексні сполуки міді (II) з аміаком, амінокислотами, багатоатомними спиртами.

Комплексний характер мідьвмісних ферментів та хімізм їхньої дії у метаболічних реакціях. Оксид і галогеніди міді (I). Комплексні сполуки міді (I) з хлоридами і аміаком. Природа забарвлення сполук міді. Хімічні основи застосування сполук міді в медицині та фармації.

Сполуки срібла, їхні кислотно-основні і окисно-відновні характеристики. Бактерицидні властивості іона срібла. Здатність до комплексоутворення, комплексні сполуки срібла з галогенід-іонами, аміаком, тіосульфат-іоном. Хімічні основи застосування сполук срібла як лікарських препаратів ("срібна вода", "срібна марля", коларгол, протаргол) і в фармацевтичному аналізі.

Золото. Сполуки золота (I) і золота (III), їхні кислотно-основні і окисно-відновні характеристики, здатність до комплексоутворення. Окиснення золота киснем у присутності ціанідів. Хімічні основи застосування золота та його сполук у медицині та фармації.

2.6. Елементи IVB групи

Загальна характеристика групи.

Цинк. Загальна характеристика, хімічна активність простої речовини. Кисотно-основна і окисно-відновна характеристика сполук цинку. Солі цинку, їх розчинність і гідроліз. Комплексні сполуки цинку. Комплексна природа цинковмісних ферментів та хімізм їх дії. Хімічні основи застосування сполук цинку в медицині і фармації.

Кадмій і його сполуки в порівнянні з аналогічними сполуками цинку.

Ртуть. Загальна характеристика, відмінні від цинку та кадмію властивості: знижена хімічна активність простої речовини; ковалентність зв'язків, які утворюються з м'якими лігандами, утворення зв'язків між атомами ртуті. Окиснення ртуті сіркою і азотною кислотою. Нітрати ртуті. Гідроліз. Основні солі. Сполуки ртуті (I) і ртуті (II), їхня кислотно-основна і окисно-відновна характеристики, здатність до комплексоутворення. Каломель і сулема, їхня реакція з аміаком. Амідохлорид ртуті. Хімізм токсичної дії сполук кадмію і ртуті. Хімічні основи застосування сполук ртуті в медицині та фармації.

Розділ 3. p-Елементи

3.1. Елементи IIIA групи

Загальна характеристика. Електронна дефіцитність і її вплив на властивості елементів і їх сполук. Зміна стійкості сполук із ступенем окиснення III і I в групі.

Загальна характеристика бору. Проста речовина та її хімічна активність. Бориди. Сполуки з воднем (борани), особливості стереохімії і природи зв'язків. Гідридоборати. Галогеніди бору, гідроліз і комплексоутворення. Борний ангідрид і борні кислоти, рівновага у водному розчині. Борати – похідні різних простих і полімерних борних кислот. Тетраборат натрію. Ефіри борної кислоти. Борорганічні сполуки. Біологічна роль бору. Антисептичні властивості борної кислоти та її солей.

Алюміній. Загальна характеристика. Проста речовина і її хімічна активність. Різновиди оксидів алюмінію. Застосування в медицині. Амфотерність гідроксиду алюмінію. Алюмінати. Іон алюмінію як комплексоутворювач. Безводні солі алюмінію і кристалогідрати. Особливості будови. Галогеніди. Гідрид алюмінію і алюмінати. Фізико-хімічні основи застосування алюмінію та його сполук у медицині і фармації.

3.2. Елементи IVA групи

Загальна характеристика групи. Алотропія вуглецю. Типи гібридизації атома вуглецю і будова молекул, що містять вуглець. Вуглець як основа усіх органічних молекул. Фізичні і хімічні властивості простих речовин. Активоване вугілля як адсорбент.

Вуглець з від'ємним ступенем окиснення. Карбіди активних металів і відповідні їм вуглеводні.

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

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

Сполуки вуглецю (IV). Оксид вуглецю (IV), хімія і природа зв'язку, рівновага у водному розчині. Вугільна кислота, карбонати і гідрокарбонати, гідроліз і термоліз.

Сполуки вуглецю з галогенами і сіркою. Хлорид вуглецю (IV), вуглецьоксидхлорид (фосген), фреони. Сірковуглець і тіокарбонати. Тіоціанати і ціанати. Фізичні і хімічні властивості, застосування. Біологічна роль вуглецю і хімічні основи застосування неорганічних сполук вуглецю у медицині і фармації.

Кремній. Загальна характеристика. Основна відмінність від вуглецю, відсутність π -зв'язків у сполуках. Силіциди. Сполуки з воднем (силани). Окиснення і гідроліз. Тетрафторид і тетрафторид кремнію, гідроліз. Гексафторсилікати.

Кисневі сполуки кремнію, оксид кремнію (IV). Силікагель. Кремнієві кислоти. Силікати. Розчинність і гідроліз. Природні силікати і алюмосилікати. Цеоліти. Кремнійорганічні сполуки. Силікони і силосани. Застосування в медицині сполук кремнію.

Елементи підгрупи германію. Загальна характеристика. Стійкість водневих сполук. Сполуки з галогенами типу EF_2 і EF_4 , їхня поведінка у водних розчинах. Оловохлористоводнева кислота. Оксиди. Оксид свинцю (IV) як сильний окисник. Амфотерні оксиди. Розчинні і нерозчинні солі олова і свинцю. Окисно-відновні реакції у розчинах. Хімізм токсичної дії сполук свинцю. Застосування в медицині свинцевовмісних препаратів (оксид свинцю (II), ацетат свинцю). Хімічні основи використання сполук олова та свинцю в аналізі фармацевтичних препаратів.

3.3. Елементи VA групи

Загальна характеристика VA групи. Азот, фосфор, арсен в організмі, їх біологічна роль.

Азот. Загальна характеристика. Сполуки з різним ступенем окиснення азоту. Причини малої хімічної активності азоту. Молекула азоту як ліганд. Сполуки з від'ємним ступенем окиснення. Нітриди. Аміак, кислотно-основна і окисно-відновна характеристика, реакція заміщення. Аміди. Аміакати. Властивості амінокислот як похідних аміаку. Іон амонію і його солі, кислотні властивості, термічне розкладання. Гідразин і гідроксиламін. Кислотно-основна і окисно-відновна характеристики. Азотистоводнева кислота і азиди.

Сполуки азоту з позитивним ступенем окиснення. Оксиди. Стереохімія і природа зв'язку. Способи одержання. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Азотиста кислота і нітрити, кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Азотна кислота і нітрати, кислотно-основні та окисно-відновні характеристики. "Царська водка".

Фосфор. Загальна характеристика. Алотропи фосфору, їхня хімічна активність. Фосфіди, фосфін, порівняння їх з відповідними сполуками азоту.

Сполуки фосфору з позитивним ступенем окиснення. Галогеніди, їхній гідроліз. Оксиди, стереохімія і природа зв'язку, взаємодія з водою і спиртами. Фосфорноватиста і фосфорна кислота, будова молекул, кислотно-основні і окисно-відновні властивості. Ортофосфорна кислота та її іони. Дигідрофосфати, гідрофосфати і фосфати, кислотно-основні і окисно-відновні властивості. Дифосфорна (пірофосфорна) кислота. Ізополі- і гетерополіфосфорні кислоти. Метафосфорна кислота, порівняння її з азотною кислотою. Похідні фосфорної кислоти в живих організмах.

Елементи підгрупи арсену. Загальна характеристика. Водневі сполуки арсену, стибію і бісмуту в порівнянні з аміаком і фосфіном.

Визначення арсену та стибію за методом Марша.

Сполуки з позитивними ступенями окиснення. Галогеніди і зміна їхніх властивостей в групі (азот–бісмут). Оксиди і гідроксиди елементів (III) і елементів (V), їхні кислотно-основні і окисно-відновні властивості. Арсеніти і арсенати, їхні кислотно-основні і окисно-відновні властивості. Солі катіонів стибію і бісмуту. Стибіатна кислота і її солі. Бісмутати та їхня нестійкість.

Хімічні основи застосування в медицині і фармації аміаку, оксиду азоту (I), нітрату натрію, оксидів і солей арсену, стибію і бісмуту. Хімічні основи застосування сполук р-елементів VA групи у фармацевтичному аналізі.

3.4. Елементи VIA групи

Загальна характеристика VIA групи. Кисень. Загальна характеристика. Особливості електронної структури молекули кисню. Хімічна активність молекули кисню. Молекула кисню як ліганд в оксигемоглобіні. Трикисень (озон), стереохімія і природа зв'язків. Хімічна активність у порівнянні з диоксигеном (реакція з розчинами йодидів). Класифікація кисневих сполук та їхні загальні властивості. Бінарні сполуки: супероксиди (надпероксиди), пероксиди, оксиди, озоніди. Сполуки кисню з фтором. Біологічна роль кисню. Хімічні основи застосування диоксигену і озону та їхніх сполук у медицині і фармації.

Сірка. Загальна характеристика. Здатність до утворення гомоланцюгів. Сполуки сірки з від'ємним ступенем окиснення. Воденьсульфід (сірководень), кислотно-основні і окисно-відновні властивості. Сульфідні металів і неметалів, їхня розчинність у воді і гідроліз. Полісульфіди, кислотно-основні і окисно-відновні властивості, стійкість.

Сполуки сірки (IV) – оксид, хлорид, оксохлорид (хлористий тіоніл), сірчиста кислота, сульфіти і воденьсульфіти (гідросульфіти), їхні кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Відновлення сульфитів до дитіонатів, кислотно-основні і окисно-відновні властивості дитіонатів. Взаємодія сульфитів із сіркою з утворенням тіосульфатів. Властивості тіосульфатів: реакції з кислотами, окисниками (з хлором, йодом), катіонами – комплексоутворювачами. Політіонати, особливості їхньої будови.

Сполуки сірки (VI) – оксид, гексафторид, диоксохлорид (хлористий сульфурил), сірчана кислота, сульфати, кислотно-основні і окисно-відновні властивості. Олеум. Дисірчана (піросірчана) кислота. Хлорсульфонова кислота. Пероксомоно- і пероксодисірчані кислоти і їхні солі. Пероксосульфати та їхні окиснювальні властивості.

Біологічна роль сірки (сульфгідрильні групи і дисульфідні містки в білках). Хімічні основи застосування сірки та її сполук в медицині, фармації, фармацевтичному аналізі.

Селен і телур. Загальна характеристика. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості (у порівнянні з сполуками сірки). Біологічна роль селену.

3.5. Елементи VIIA групи (галогени)

Загальна характеристика галогенів. Особливі властивості фтору як найбільш електронегативного елемента. Прості речовини, їхня хімічна активність.

Сполуки галогенів з воднем. Розчинність у воді. Кислотні і окисно-відновні властивості. Іонні і ковалентні галогеніди, їхнє відношення до дії води, окисників і відновників. Іони галогенів як ліганди у комплексних сполуках.

Галогени з позитивним ступенем окиснення. Сполуки з киснем і сполуки між галогенами. Взаємодія галогенів з водою та водними розчинами лугів. Кисневі кислоти хлору та їхні солі. Стереохімія і природа зв'язків. Стійкість у вільному стані і в розчинах, зміна кислотних і окисно-відновних властивостей в залежності від валентного стану. Хлорне вапно. Хлорати, бромати і йодати. Біологічна роль сполук хлору, фтору, бромю та йоду.

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

3.6. Елементи VIIIA групи

Загальна характеристика. Фізичні і хімічні властивості інертних (благородних) газів. Сполуки інертних газів. Особливості у властивостях гелію. Застосування інертних газів у медицині.

Розділ 6. Розвиток хімічної і фармацевтичної промисловості та охорона навколишнього середовища

Вчення В.І.Вернадського про біосферу і біогеохімію. Поняття про біогенні елементи. Макро- і мікроелементи навколишнього середовища і в організмі людини. Людина і біосфера. Ноосфера. Зв'язок ендемічних захворювань з особливостями біогеохімічних провінцій. Технічний прогрес і екологія.

VII. Практичні навички і вміння, які необхідно засвоїти студентам при вивченні курсу неорганічної хімії

Вміти:

- експериментально визначати еквіваленти та молярні маси лікарських речовин;
- за значеннями термодинамічних функцій визначати імовірність і направленість хімічних реакцій;
- використовувати термодинамічні розрахунки для енергетичної характеристики біохімічних процесів і калорійності харчових продуктів;
- виготовляти розчини заданої концентрації з даних розчинів і сухих речовин;
- визначати молярні маси лікарських речовин та ізотонічність розчинів методом криометрії
- проводити розрахунки пов'язані з залежністю швидкості реакції від концентрації і температури;
- визначати напрямок зміщення хімічної рівноваги при зміні T , P , C ;
- складати рівняння гідролізу, визначати ступінь і константу гідролізу, а також значення pH ;
- прогнозувати можливість утворення і розчинення осадів;
- користуватись таблицею ОВП і визначати окисно-відновну функцію речовин;
- складати електронні формули атомів і молекул та з їх допомогою характеризувати властивості речовин;
- обчислювати енергію та кратність хімічного зв'язку;
- складати рівняння реакцій комплексоутворення.

VII. Питання до екзамену з неорганічної хімії

1. Атомно-молекулярне вчення і основні закони хімії.
2. Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів. Визначення еквіваленту простих і складних речовин.
3. Закон Авогадро і висновки з нього. Відносна густина газів.
4. Енергетика і напрямок перебігу хімічних реакцій.
5. Внутрішня енергія і ентальпія індивідуальних речовин та багатокомпонентних систем, їх зміна при екзо- і ендотермічних процесах.
6. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Теплові ефекти реакцій, які відбуваються при постійному об'ємі і тиску.
7. Поняття про ентропію як міру непорядкованості системи (рівняння Больцмана).
8. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних та біохімічних процесів.
9. Вчення про розчини. Основні визначення: розчин, розчинник, розчинена речовина. Розчинність і фактори, від яких вона залежить.

10. Способи вираження складу розчинів.
11. Теорії розчинів: фізична, хімічна, фізико-хімічна.
12. Теплові ефекти розчинення і гідратації. Зміна енергії Гіббса при утворенні розчинів. Роль ентальпійного і ентропійного факторів.
13. Розчинність газів у рідинах та її залежність від тиску (закони Генрі, Генрі-Дальтона) і температури.
14. Вплив на розчинність газів фізико-хімічних властивостей газу і розчинника. Залежність розчинності газу від концентрації розчинених у воді електролітів (закон Сеченова)
15. Вплив розчинності газів у біологічних рідинах і тканинах на процеси життєдіяльності.
16. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів і електролітів.
17. Осмос і осмотичний тиск. Осмотична концентрація. Закон Вант-Гоффа, осмометрія.
18. Роль осмосу і осмотичного тиску в біологічних системах. Гіпо-, гіпер- та ізотонічні розчини в медичній практиці. Плазмоліз, гемоліз, тургор.
19. Поняття про швидкість хімічних реакцій. Константа швидкості реакцій.
20. Фактори, що впливають на швидкість реакції у гомогенних та гетерогенних системах.
21. Залежність швидкості реакції від концентрації (закон дії мас) і температури (закон Арреніуса, правило Вант-Гоффа).
22. Енергія активації реакцій. Енергетичний бар'єр. Активований комплекс.
23. Каталіз (гомогенний і гетерогенний). Енергія активації каталітичних реакцій. Промотори та інгібітори.
24. Поняття про ферментний каталіз у біологічних системах.
25. Оборотні і необоротні реакції. Кінетичне трактування хімічної рівноваги.
26. Константа рівноваги та її обчислення за стандартними змінами енергії Гіббса.
27. Зміщення хімічної рівноваги при зміні умов відповідно до принципу Ле Шательє.
28. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Хімічна теорія йонізації (Менделєєв, Каблуков та ін.)
29. Ступінь електролітичної дисоціації, зв'язок з константою дисоціації. Сильні і слабкі електроліти.
30. Рівновага в розчинах електролітів. Константа дисоціації. Закон розбавлення Освальда.
31. Сильні електроліти. Йонна сила розчинів. Активність йонів.
32. Йонізація води. Йонний добуток води.
33. Водневий та гідроксильний показники: рН і рОН.
34. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Добуток розчинності. Умови утворення і розчинення осадів.
35. Кількісні характеристики сили кислот і основ за теорією Арреніуса та Бренстеда-Лоурі. Константа кислотності та основності та їхні показники.
36. Протолітичні реакції і їх значення в фармації. Хімічна несумісність лікарських речовин.
37. Гідроліз у хімії і біології. Поведінка солей у водних розчинах. Випадки гідролізу, ступінь та константа гідролізу, рН середовища різних типів солей.
38. Зміщення рівноваги у процесах гідролізу. Вплив розведення і нагрівання розчину.
39. Окисно-відновні процеси. Поняття про окисник, відновник, процеси окиснення і відновлення. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках.
40. Ряд стандартних електродних потенціалів і хімічна активність металів.
41. Типи реакцій окиснення-відновлення (міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні, диспропорціювання).
42. Молярна маса еквівалента окисників і відновників в ОВР.

43. Вплив рН середовища на напрямок окисно-відновних реакцій і характер продуктів реакції.
44. Йонно-молекулярні рівняння окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу. Метод напівреакцій (йонно-електронний метод).
45. Загальні способи одержання металів та їх значення для розвитку народного господарства.
46. Валентні можливості *s*- і *d*-елементів та фізико-хімічні характеристики (потенціали іонізації, спорідненість до електрона, ВЕН, стандартні електродні потенціали).
47. Гідроген. Сполуки Гідрогену. Гідроген пероксид, його будова, природа зв'язків і хімічні властивості. Окисно-відновна двоїстість гідроген пероксиду, його застосування в медицині і фармації.
48. Сполуки Гідрогену з металами (гідриди). Характер зв'язку в цих сполуках. Гідриди як відновники, їх гідроліз.
49. Сполуки металів з Оксигеном: оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди.
50. Сполуки *s*- і *d*-елементів з Сульфуром, Нітрогеном, Фосфором, їх властивості.
51. Галогеніди металів та їх застосування в фармації.
52. Гідроксиди металів. Основні, кислотні та амфотерні гідроксиди. Луги. Залежність кислотно-основних властивостей гідроксидів від ступеня окиснення елемента в сполуці.
53. Взаємодія кислот-окисників з металами. Дія "царської води" на золото і платину.
54. Комплексні сполуки. Тип хімічного зв'язку. Одержання, властивості, ізомерія КС.
55. Дисоціація комплексних сполук у розчинах. Константа дисоціації і константа утворення КС.
56. Йони Кальцію і Магнію як комплексоутворювачі, Реакція з комплексонами.
57. Особливості сполук лужних металів, їх розчинність у воді. Застосування сполук Літію, Натрію і Калію в медичній практиці. Поняття про йонофори.
58. Берилій. Амфотерність Берилію і його сполук. Реакції комплексоутворення. Токсичність берилію та його сполук.
59. Вода. Її будова і біологічне значення. Участь у хімічних та біохімічних реакціях.
60. Твердість води, одиниці вимірювання та методи визначення. Способи усунення твердості води.
61. Сполуки Кальцію в крові і кістковій тканині. Подібність йонів Кальцію і Стронцію, ізоморфне заміщення (проблема радіонукліду стронцій-90).
62. Загальна характеристика Молібдену і Вольфраму, здатність до утворення ізополі- і гетерополікислот.
63. Комплексні сполуки Феруму з ціанід- та роданід-іонами, диметилгліоксимом, порфіринами, оксидом карбону(II), гемоглобіном.
64. Найважливіші сполуки Кобальту та Ніколу, здатність до комплексоутворення. Реакція Чугуєва.
65. Платинові метали Розчинення платини сумішшю концентрованих соляної та азотної кислот, комплексні сполуки Платини (II) і (IV). Оксиди осмію та рутенію.
66. Найважливіші сполуки Купруму, Аргентуму, Ауруму, їх кислотно-основна і окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення.
67. Кисотно-основні властивості сполук Цинку, здатність до комплексоутворення.
68. Особливості фізичних та хімічних властивостей сполук Кадмію і Меркурію. Хімізм токсичної дії сполук цих елементів.
69. Хімічні основи застосування сполук *d*-елементів в медицині і фармації.
70. Бор. Особливості електронної будови і природи зв'язку з іншими елементами. Хімічні властивості.
71. Естери боратної кислоти. Біологічна роль Бору.
Антисептичні властивості боратної кислоти та її солей.
72. Амфотерність Алюмінію та його сполук. Йон Алюмінію як комплексоутворювач. Безводні солі Алюмінію і кристалогідрати.

73. Фізико-хімічні основи застосування сполук Алюмінію в медицині та фармації.
74. Типи гібридизації орбіталей в атомі Карбону. Алотропні видозміни - алмаз, графіт, карбін, фулерен.
75. Бінарні сполуки Карбону - гідриди, оксиди, карбіди, галогеніди, сірковуглець. Карбамід та його значення.
76. Карбонати і тіокарбонати. Характеристика рівноваги при розчиненні діоксиду карбону у воді. Кислі і середні солі карбонатної кислоти.
77. Ціанатна, тіоціанатна, ціанідна, кислоти та їхні солі. Ціанідні комплекси *d*-елементів.
78. Карбоніли металів як представники нейтральних комплексів, їх одержання і застосування.
79. Загальна характеристика Силіцію і Германію. Сполуки цих елементів з металами і неметалами.
80. Силікатні кислоти. Силікагель. Природні силікати і алюмосилікати. Скло, цемент, фарфор.
81. Характеристика Стануму та Плюмбуму. Амфотерність їх сполук. Діоксид плюмбуму як сильний окисник. Токсичність сполук Плюмбуму.
82. Фізико-хімічні основи застосування сполук *p*-елементів IV групи у фармації.
83. Сполуки Нітрогену з від'ємними ступенями окиснення. Амоніак, гідразин, гідроксиламін та їх властивості. Йон амонію та його солі. Азидна кислота.
84. Оксиди Нітрогену, їх будова, кислотно-основні та окисно-відновні властивості.
85. Нітратна та нітритна кислоти, одержання, окисно-відновні властивості. Взаємодія нітратної кислоти з металами і неметалами.
86. "Царська вода", її взаємодія з золотом і платиною. Хлорид нітросилу.
87. Фосфор, його біологічна роль. Сполуки Фосфору - гідриди, галогеніди, фосфіди, оксиди, галогенангідриди та їх гідроліз.
88. Фосфитні та фосфатні кислоти, будова їх молекул і властивості. Гідроліз фосфатів лужних металів. Значення фосфатів у біології.
89. Загальна характеристика елементів підгрупи Арсену. Бінарні сполуки з Гідрогеном та іншими неметалами, їх одержання та кислотно-основні властивості.
90. Арсенітна, арсенатна кислоти та їх солі. Кислотні та окисно-відновні властивості.
91. Стибіатна кислота. Солі катіонів Стибію та Бісмуту, їх гідроліз.
92. Фізико-хімічні основи застосування сполук елементів підгрупи Арсену в медицині та фармації. Токсичність сполук цих елементів.
93. Електронна структура кисню та озону. Порівняння їх хімічних властивостей.
94. Алотропія і поліморфізм сірки. Фізичні та хімічні властивості сірки, її застосування в медичній практиці.
95. Сполуки Сульфуру з від'ємним ступенем окиснення, їх відновні властивості. Кислотні, основні, амфотерні сульфідні та їх гідроліз. Полісульфіди.
96. Сполуки Сульфуру(IV). Галогеніди, оксигалогеніди, діоксид сульфуру і сульфитна кислота. Властивості розведеної і концентрованої сульфатної кислоти.
97. Тіосульфатна кислота та її солі. Відновні властивості тіосульфатів.
98. Моно- і дипероксосульфатні кислоти, їх окисні властивості.
99. Олеум і полісульфатні кислоти.
100. Загальна характеристика Селену і Телуру. Порівняння їх властивостей з властивостями Сульфуру.
101. Оксиген і Сульфур як органогенні елементи. Фізико-хімічні основи застосування *p*-елементів VI групи в медицині і фармації.
102. Фізичні та хімічні властивості галогенів. Особливості хімічних властивостей фтору. Ряд витіснення галогенів і його кількісна характеристика.
103. Галогенангідриди, їх кислотно-основні властивості.
104. Взаємодія галогенів з водою і з водними розчинами лугів. Хлорна вода. Жавелева вода. Хлорне вапно, його окисні і бактерицидні властивості.

105. Сполуки галогенів з Оксигеном. Оксигеномісні кислоти хлору, їх одержання, номенклатура. Зміна кислотних і окисно-відновних властивостей в залежності від ступеня окиснення Хлору.

106. Оксигеновмісні сполуки Брому та Іоду, їх будова. Стійкість цих кислот в розчинах та у вільному стані, їх окисно-відновні властивості. Біологічна роль галогенів, застосування сполук у фармації.

Основні типи задач, які включені в екзаменаційні білети

1. Обчислення молярних та еквівалентних мас простих і складних речовин.
2. Розрахунки за газовими законами.
3. Виведення хімічних формул за даними аналізу.
4. Знаходження складу компонентів газових та твердих сумішей.
5. Розрахунок термодинамічних функцій в хімічних реакціях, напрямок перебігу реакцій.
6. Знаходження кінетичних параметрів хімічних реакцій та констант рівноваги.
7. Обчислення швидкості реакцій при зміні температури і концентрації реагентів, енергії активації тощо.
8. Розрахунки, пов'язані зі способами вираження складу розчинів та їх приготуванням.
9. Обчислення осмотичного тиску, ізотонічності розчинів, молекулярної маси, ступеня йонізації на основі даних криометрії та ебуліометрії.
10. Розрахунки констант рівноваги різних протолітичних реакцій (йонізації, гідролізу).
11. Обчислення рН в розчинах сильних і слабких електролітів та в розчинах солей, що підлягають гідролізу.
12. Розрахунки ДР та розчинності малорозчинних електролітів у воді та за наявності сторонніх йонів, встановлення можливості утворення або розчинення осаду.
13. Визначення стійкості комплексних йонів та розрахунки концентрації йонів, виходячи з констант дисоціації або утворення комплексних сполук.
14. Розрахунки тимчасової, постійної та загальної твердості води.
15. Обчислення за рівняннями реакцій обміну, комплексоутворення, ОВР, враховуючи вихід продукту і вміст домішок у вихідних речовинах.

ІХ. Перелік питань, без знання яких студент не може отримати позитивну оцінку під час іспиту з неорганічної хімії

1. Основні закони хімії. Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів. Визначення еквіваленту простих і складних речовин.
2. Термохімічні рівняння. Закон Гесса. Теплові ефекти реакцій, які відбуваються при постійному об'ємі і тиску.
3. Енергія Гіббса як критерій самочинного перебігу хімічних та біохімічних процесів.
4. Вчення про розчини. Основні визначення: розчин, розчинник, розчинена речовина. Розчинність і фактори, від яких вона залежить.
5. Способи вираження складу розчинів.
6. Колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів і електролітів.
7. Поняття про швидкість хімічних реакцій. Константа швидкості реакцій. Енергія активації реакцій. Енергетичний бар'єр. Активований комплекс.
8. Константа рівноваги та її обчислення за стандартними змінами енергії Гіббса.
9. Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Хімічна теорія йонізації (Менделєєв, Каблуков та ін.)
10. Ступінь електролітичної дисоціації, зв'язок з константою дисоціації. Сильні і слабкі електроліти.

11. Йонізація води. Йонний добуток води. Водневий та гідроксильний показники: рН і рОН.
12. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів. Добуток розчинності. Умови утворення і розчинення осадів.
13. Гідроліз у хімії і біології. Поведінка солей у водних розчинах. Випадки гідролізу, ступінь та константа гідролізу, рН середовища різних типів солей.
14. Окисно-відновні процеси. Поняття про окисник, відновник, процеси окиснення і відновлення. Ступінь окиснення атомів елементів у сполуках. Вплив рН середовища на напрямок окисно-відновних реакцій і характер продуктів реакції.
15. Йонно-молекулярні рівняння окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу. Метод напівреакцій (йонно-електронний метод).
16. Гідроген. Сполуки Гідрогену. Гідроген пероксид, його будова, природа зв'язків і хімічні властивості. Окисно-відновна двоїстість гідроген пероксиду, його застосування в медицині і фармації.
17. Сполуки металів з Оксигеном: оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди.
18. Гідроксиди металів. Основні, кислотні та амфотерні гідроксиди. Луги. Залежність кислотно-основних властивостей гідроксидів від ступеня окиснення елементу в сполучі.
19. Берилій. Амфотерність Берилію і його сполук. Реакції комплексоутворення. Токсичність берилію та його сполук.
20. Вода. Її будова і біологічне значення. Участь у хімічних та біохімічних реакціях. Твердість води, одиниці вимірювання та методи визначення. Способи усунення твердості води.
21. Сполуки Кальцію в крові і кістковій тканині. Подібність йонів Кальцію і Стронцію, ізоморфне заміщення (проблема радіонукліду стронцій-90).
22. Комплексні сполуки Феруму з ціанід- та роданід-іонами, диметилгліоксимом, порфіринами, оксидом карбону(II), гемоглобіном.
23. Найважливіші сполуки Купруму, Аргентуму, Ауруму, їх кислотно-основна і окисно-відновна характеристика, здатність до комплексоутворення.
24. Бінарні сполуки Карбону - гідриди, оксиди, карбіди, галогеніди, сірковуглець. Карбамід та його значення. Карбонати і тіокарбонати. Характеристика рівноваги при розчиненні діоксиду карбону у воді. Кислі і середні солі карбонатної кислоти.
25. Фізико-хімічні основи застосування сполук *p*-елементів IV групи у фармації.
26. Сполуки Нітрогену та Фосфору, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості.
27. Загальна характеристика елементів підгрупи Арсену. Бінарні сполуки з Гідрогеном та іншими неметалами, їх одержання та кислотно-основні властивості. Арсенітна, арсенатна кислоти та їх солі. Кислотні та окисно-відновні властивості.
28. Електронна структура кисню та озону. Порівняння їх хімічних властивостей.
29. Сполуки Сульфуру, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості.
30. Оксиген і Сульфур як органогенні елементи. Фізико-хімічні основи застосування *p*-елементів VI групи в медицині і фармації.
31. Взаємодія галогенів з водою і з водними розчинами лугів. Хлорна вода. Жавелева вода. Хлорне вапно, його окисні і бактерицидні властивості. Сполуки галогенів з Оксигеном. Оксигеновмісні кислоти хлору. Біологічна роль галогенів, застосування сполук у фармації.

X. Регламент

і форма проведення підсумкового контролю знань студентів

Екзамен проводиться у вигляді письмових відповідей на питання екзаменаційного білету. На проведення екзамену відводиться дві астрономічних години. Екзаменаційну оцінку повідомляють студентам не пізніше наступного, після здачі екзамену, дня. Регламент і форма проведення екзамену кожен навчальний рік переглядається і затверджується на методичному

засіданні кафедри і затверджується проректором ЛНМУ з навчальної роботи.

XI. Критерії оцінки знань студентів під час підсумкового контролю

Підсумкова оцінка знань студентів виставляється згідно положення ЛНМУ про проведення підсумкового контролю знань.

Оцінку “відмінно” одержує студент, який глибоко і міцно, засвоїв програмний матеріал; вичерпно, послідовно, грамотно і логічно його викладає. У відповідях студент тісно пов'язує теорію з практикою; розв'язує ситуаційні задачі підвищеної складності; добре знайомий з основною літературою.

Оцінку “добре” одержує студент, який твердо знає програмний матеріал, грамотно і по суті викладає його, правильно застосовує теоретичні положення при розв'язанні практичних питань і задач, не допускає суттєвих неточностей; вміє розв'язувати ситуаційні задачі середньої важкості; володіє методами лабораторних досліджень в об'ємі, що перевищує обов'язковий мінімум.

Оцінка “задовільно” виставляється студенту який знає тільки основний матеріал, але не засвоїв його деталей, припускається неточностей, обирає недостатньо чіткі формулювання, порушує послідовність у викладі програмного матеріалу; розв'язує лише найлегші задачі, володіє знаннями лише обов'язкового мінімуму.

Оцінку “незадовільно” одержує студент який не знає значної частини програмного матеріалу, припускається істотних помилок і не дає правильних відповідей на обов'язковий перелік теоретичних і практичних питань, без знання яких студент не може отримати задовільну оцінку під час іспиту.

XII. Рекомендована література

При вивченні неорганічної хімії студенти можуть користуватися такою літературою:

Основна

1. Левітін Є.Я. Загальна та неорганічна хімія.– Х.– НФАУ, 2000
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К. – Ірпінь, 1998.
3. Карнаухов А.И. Бионеорганическая химия. – К.: Вища школа, 1992.
4. Глінка Н.Л., Задачи и упражнения. – Л.:Химия, 1985.
5. Григор'єва В.В. і спів. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1991.

додаткова

6. Глінка Н.Л. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1985.
7. Хухрянский В.Г. и соавт. Химия биогенных элементов. – К.: Вища школа, 1990.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1981.
9. Оганесян Э.Г. Общая и неорганическая химия. – М.:Высшая школа, 1984.