

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ЛЬВІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ ІВАНА ФРАНКА**

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

**для студентів I курсу фізичного факультету,
напряму підготовки 6.040203 «Фізика»**

ЛЬВІВ 2015

Методичні рекомендації до самостійної роботи з дисципліни «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ» для студентів I курсу фізичного факультету, напряму підготовки 6.040203 «Фізика» / Укл.: Заремба В.І., Ничипорук Г.П., Муць Н.М. – Львів: Львівський національний університет імені Івана Франка, 2015. – 32 с.

Уклали: доц. Заремба В.І., доц. Ничипорук Г.П., доц. Муць Н.М.

Рецензент: доц. Стародуб П.К.

В авторській редакції

Відповідальний за випуск:

чл.-кор. НАН України, проф. Гладишевський Р.Є.

*Рекомендовано
кафедрою неорганічної хімії
(протокол № 13/2 від 06.02.2015р.)*

*Затверджено
Вченою радою хімічного факультету
(протокол № 20 від 18.03.2015 р.)*

© Львівський національний університет імені Івана Франка, 2015
© Заремба В.І., Ничипорук Г.П., Муць Н.М. 2015

ЗМІСТ

ВСТУП	4
ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ	5
СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ	8
РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ	9
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ	10
<i>Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії.</i>	10
<i>Тема 2. Основні класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки.</i>	11
<i>Тема 3. Будова атома і систематика хімічних елементів.</i>	13
<i>Тема 4. Хімічний зв'язок. Будова молекул і кристалів.</i>	15
<i>Тема 5. Енергетика та кінетика хімічних процесів. Хімічна рівновага.</i>	17
<i>Тема 6. Дисперсні системи. Розчини. Йонні процеси в розчинах.</i>	18
<i>Тема 7. Окисно-відновні процеси.</i>	22
<i>Тема 8. Хімія елементів. Властивості металів і неметалів.</i>	24
ПРИКЛАДИ ЗАВДАНЬ ПРОМІЖНИХ ЕТАПІВ КОНТРОЛЮ ЗНАНЬ	27
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	29
ДОДАТКИ	30

ВСТУП

Предмет навчальної дисципліни «Загальна хімія» включає основні положення загальної хімії (атомно-молекулярне вчення, періодичний закон, будова атомів та молекул, хімічний зв'язок, кінетика і термодинаміка хімічних процесів, дисперсні системи, розчини неелектролітів та електролітів, колоїдні розчини, окисно-відновні процеси, корозія і захист від неї) та короткий огляд властивостей елементів та їхніх найважливіших сполук згідно з розташуванням в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва. Згідно навчального плану на вивчення цієї дисципліни студентами відводиться 32 годин, з них 16 год. – лекційних і 16 год. – лабораторних.

Метою і завданням навчальної дисципліни «Загальна хімія» є засвоєння студентами теоретичних основ та фундаментальних законів хімії, знання властивостей найважливіших неорганічних сполук, які складають основу для подальшого вивчення циклу фізико-хімічних дисциплін. В результаті вивчення даного курсу студенти повинні *знати*:

- базові хімічні поняття і основні закони хімії;
- найважливіші класи неорганічних сполук;
- комплексні сполуки;
- періодичний закон та періодичну систему елементів Д.І. Менделєєва;
- основні теорії будови атома;
- основні типи хімічного зв'язку;
- основи хімічної термодинаміки і кінетики;
- основні властивості розчинів електролітів і неелектролітів;
- основи окисно-відновних процесів та електрохімії;
- найважливіші властивості хімічних елементів та їхніх сполук;

вміти:

- складати рівняння хімічних реакцій та проводити обчислення за ними;
- обчислювати маси, об'єми, мольні маси, мольні маси еквівалентів та кількості речовини для різних сполук;
- складати формули сполук за валентністю елементів;
- виводити формули сполук за масовими частками елементів у речовині та продуктами реакції горіння;
- описувати властивості елементів залежно від розміщення у періодичній системі;
- записувати електронні формули хімічних елементів та йонів;
- аналізувати типи хімічного зв'язку;
- будувати енергетичні діаграми розподілу електронів на орбіталях;
- визначати напрям перебігу реакції за термодинамічними характеристиками;
- обчислювати концентрації речовин у розчині та рН розчину;
- урівнювати рівняння окисно-відновних реакцій;
- складати рівняння електрохімічних процесів;
- характеризувати хімічні властивості елементів та їхніх сполук.

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії.

Предмет хімії та її місце серед природничих наук. Хімія та фізика. Метод хімії як науки та її основні завдання. Закон збереження маси й енергії. Стехіометричні закони: сталості складу, еквівалентів, кратних відношень. Основні поняття атомно-молекулярної теорії. Агрегатні стани речовини. Ідеальні та реальні гази. Закони газового стану: Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля, рівняння Менделєєва-Клапейрона; закони: Авогадро, парціальних тисків, об'ємних відношень.

Тема 2. Основні класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки.

Прості речовини, бінарні і гетеросполуки. Оксиди (основні, кислотні, амфотерні), гідроксиди (основи, кислоти, амфоліти), кислоти (безкисневі та кисневмісні, полі кислоти), солі (середні, кислі, основні, подвійні, змішані, комплексні). Правила номенклатури неорганічних речовин. Сучасна українська номенклатура неорганічних сполук. Взаємозв'язок між основними класами неорганічних речовин. Склад і будова комплексних сполук. Внутрішня і зовнішня координаційна сфера. Комплексоутворювачі. Типи лігандів. Координаційне число. Дисоціація комплексних сполук, її константа дисоціації. Класифікація і номенклатура комплексних сполук.

Тема 3. Будова атома і систематика хімічних елементів.

Квантово-механічна модель будови атома. Хвильова функція. Квантові числа. Енергетичні рівні, підрівні, атомні орбіталі. Структура багатоелектронних атомів. Правила заповнення атомних орбіталей електронами. Принцип мінімуму енергії, правила Клечковського, принцип Паулі, правило Гунда. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Структура періодичної системи елементів у світлі теорії будови атомів: періоди, групи, головні та побічні підгрупи, *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи. Особливості електронної будови атомів елементів головних і побічних підгруп. Зміна властивостей хімічних елементів у періодах і групах.

Тема 4. Хімічний зв'язок. Будова молекул і кристалів.

Типи хімічного зв'язку. Основні характеристики хімічного зв'язку: енергія, довжина, кратність, полярність, валентний кут. Ковалентний зв'язок, метод валентних зв'язків, обмінний і донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Валентні можливості елементів. Гібридизація атомних орбіталей. Метод молекулярних орбіталей. Енергетичні схеми молекулярних орбіталей, порядок зв'язку.

Іонний зв'язок. Основні характеристики йонного зв'язку. Металічний

зв'язок. Основи зонної теорії твердих тіл. Провідники, напівпровідники, діелектрики. Будова кристалів. Типи кристалічних ґраток: іонні, атомні, молекулярні, металічні. Природа й особливості водневого зв'язку. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна.

Тема 5. Енергетика та кінетика хімічних процесів. Хімічна рівновага.

Класифікація хімічних реакцій. Енергетичні ефекти хімічних процесів. Внутрішня енергія та ентальпія. Стандартні ентальпії утворення хімічних сполук. Закони термохімії. Поняття про ентропію. Зміна ентропії в хімічних процесах. Вільна енергія Гіббса та її зміна. Напрямок хімічних реакцій. Умови самочинного перебігу хімічних реакцій.

Швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас. Константа швидкості хімічної реакції, її залежність від температури. Рівняння Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Каталіз. Поняття про механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага в гомогенних та гетерогенних системах, константа рівноваги. Зсув рівноваги. Принцип Ле-Шательє та вплив зовнішніх факторів на зсув хімічної рівноваги.

Тема 6. Дисперсні системи. Розчини. Іонні процеси в розчинах.

Класифікація дисперсних систем. Розчини, їх характеристика та способи вираження їхнього складу (концентрації). Розчини неелектролітів. Тиск насиченої пари. Кріоскопія та ебуліоскопія. Закон Рауля. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Поняття про колоїдні розчини.

Розчини електролітів. Електролітична дисоціація. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константи дисоціації слабких електролітів. Гідроліз солей. Іонний добуток води. Водневий показник середовища. Індикатори. Поняття про буферні розчини. Добуток розчинності малорозчинних сполук. Реакції йонного обміну в розчинах.

Тема 7. Окисно-відновні процеси.

Окисно-відновні реакції. Електронегативність і ступінь окиснення елементів. Процеси окиснення та відновлення. Окисники і відновники. Типи окисно-відновних реакцій. Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій та їх урівнювання. Чинники, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій. Явища на поверхні металевий електрод – розчин електроліту. Подвійний електричний шар. Електродний потенціал. Стандартний водневий електрод. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг металів. Гальванічні елементи. Акумулятори. Електрохімічна корозія металів і способи боротьби з нею. Електроліз розплавів та водних розчинів речовин. Закони електролізу Фарадея. Практичне застосування електролізу.

Тема 8. Хімія елементів. Властивості металів і неметалів.

Неметали, їх положення в періодичній системі. Гідроген. Сполуки гідрогену з елементами періодичної системи. Елементи підгрупи гелію. Галогени, халькогени, неметали підгрупи нітрогену та силіцію, бор, елементи та прості речовин, їх знаходження в природі та одержання у вільному стані. Характерні ступені окислення, найважливіші сполуки, кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук. Застосування простих речовин та сполук неметалів.

Метали головних підгруп, їх електронна структура та валентні можливості, знаходження в природі та одержання у вільному стані. Оксиди, пероксиди, озоніди, гідроксиди, найважливіші солі. Кристалогідрати, подвійні солі, галуни. Взаємоперетворення сполук і якісні реакції. Метали побічних підгруп: *d*- та *f*- елементи, їх електронна структура та валентні можливості, знаходження в природі та одержання у вільному стані. Найважливіші сполуки, їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Застосування простих речовин та сполук *d*- та *f*- елементів. Високотемпературні надпровідники.

СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

№ теми	НАЗВИ ЗМІСТОВИХ МОДУЛІВ І ТЕМ	Кількість годин		
		лк.	лб.	ср.
	МОДУЛЬ 1			
	Змістовий модуль 1			
1	Основні закони хімії.	2	2	7
2	Основні класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки.	2	2	7
3	Будова атома і систематика хімічних елементів.	2	2	7
4	Хімічний зв'язок. Будова молекул і кристалів.	2	2	8
5	Енергетика та кінетика хімічних процесів. Хімічна рівновага.	2	2	7
6	Дисперсні системи. Розчини. Йонні процеси в розчинах.	2	2	8
7	Окисно-відновні процеси.	2	2	7
8	Хімія елементів. Metали і неметали. Загальні властивості неметалів. Модульна контрольна робота	2	2	7
	Разом змістовий модуль 1	16	16	58
	Разом модуль 1	16	16	58

РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
	МОДУЛЬ 1	
	<i>Змістовий модуль 1.</i>	
1	Правила роботи та техніка безпеки. Хімічний посуд. Розв'язування типових хімічних задач.	2
2	Вправи на основні закони хімії. Хімічні розрахунки.	2
3	Визначення мольної маси вуглекислого газу.	2
4	Будова атомів і систематика хімічних елементів.	2
5	Хімічний зв'язок.	2
6	Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага.	2
7	Концентрації розчинів. Розчини електролітів.	2
8	Окисно-відновні реакції. Електроліз.	2
	Разом змістовий модуль 1	16
	Разом	16

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні закони хімії.

Запитання для самоконтролю.

1. Що таке атом, молекула, хімічний елемент?
2. Поняття відносної атомної маси, відносної молекулярної маси, молярної маси, молярного об'єму газу.
3. У чому полягає різниця між хімічним елементом, простою речовиною і складною речовиною?
4. Міра визначення кількості речовини.
5. Закони збереження маси та енергії.
6. У чому полягає важливість закону сталості складу?
7. Закон кратних відношень.
8. Закон еквівалентів.
9. Молярна маса еквівалента елемента, складної речовини, молярний об'єм еквівалента газу.
10. Закон Авогадро, стала Авогадро.
11. Відносна густина газів.
12. Стандарні умови, нормальні умови.
13. Закони газового стану: Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля.
14. Рівняння стану газу, універсальна газова стала. Рівняння Менделєєва-Клапейрона.
15. Основні методи визначення молекулярних мас речовин.

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Скільки молекул містить 0,01 моль кисню?
2. Яка кількість речовини (моль) міститься у 180 г води?
3. Який об'єм (л) за нормальних умов займають $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул фтору?
4. Деяка кількість газу за температури 27°C і тиску 1 атм. займає об'єм 20 л. Який буде тиск цього газу в посудині об'ємом 10 л при 100°C ?
5. При 27°C об'єм газу дорівнює 0,25 л. Який об'єм (л) займе цей газ при 327°C , якщо тиск залишиться постійним?
6. Маса 885 мл газу за температури 17°C і тиску 1,2 атм дорівнює 1,43 г. Обчислити відносну молекулярну масу цього газу.
7. Суміш із 14 г азоту, 3,2 г кисню та 8,8 г карбон(IV) оксиду займає об'єм 10 л. Обчислити парціальні тиски (атм) кожного з газів і загальний тиск суміші при 0°C .
8. Відносна густина деякого газу за киснем становить 1,375. Визначити відносну молекулярну масу цього газу.
9. Магній масою 2 г витісняє 0,164 г Гідрогену, 17,7 г Аргентуму, 10,5 г Купруму з їхніх сполук. Визначити молярні маси еквівалентів цих елементів.
10. Визначити мольну масу еквівалента (г/моль) металу, якщо для відновлення 17 г його оксиду витратили 11,2 л водню (н.у.).
11. Визначити масові частки елементів у піраргіриті Ag_3SbS_3 .

12. Визначити молярну масу еквівалента Сульфуру в оксидах такого складу: 40 % Сульфуру і 60 % Оксигену; 50 % Сульфуру і 50 % Оксигену.
13. Сполука містить 46,15 % Карбону та 53,85 % Нітрогену. Її густина за повітрям становить 1,79. Визначити формулу сполуки.
14. Обчислити масову частку (%) води в кристалогідратах:
 - а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
15. Натрій карбонат кристалогідрат масою 2,51 г після прожарювання має масу 0,93 г. Вивести формулу кристалогідрату та визначити кількість молекул у формульній одиниці.
16. Скільки грамів магній оксиду утвориться при згорянні 6 г магнію?
17. Кальцій оксид масою 14 г обробили розчином, який містить 75 г нітратної кислоти. Яка маса (г) кальцій нітрату утвориться?
18. Яка маса (г) амоній хлориду утвориться під час взаємодії 30 г амоніаку зі 73 г гідроген хлориду?
19. Визначити масу піриту, що містить 95 % FeS_2 , необхідну для добування 100 кг заліза.
20. Під час термічного розкладання 62,5 кг вапняку CaCO_3 одержали 11,2 м³ карбон(IV) оксиду (н.у.). Визначити вміст домішок у (%) у вапняку.

Тема 2. Основні класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки.

Запитання для самоконтролю.

1. Принципи класифікації неорганічних сполуки.
2. Правила номенклатури неорганічних сполук.
3. Прості речовини (метали, неметали, металоїди) і гетеросполуки.
4. Дати визначення оксидів – солетворних (основних, кислотних, амфотерних) й несолетворних. Навести приклади.
5. У чому полягає відмінність між пероксидами й оксидами?
6. Що таке луки та нерозчинні у воді основи? Навести приклади.
7. Які гідроксиди називають амфотерними (амфолітами)? Навести приклади.
8. Які речовини називають кислотами і як їх класифікують?
9. Які солі називають середніми, кислими, основними?
10. Як утворюються подвійні та змішані солі? Навести приклади.
11. Які речовини називають кристалогідратами?
12. Взаємозв'язок між основними класами неорганічних сполук. Навести приклади переходу між різними класами сполук.
13. Комплексні сполуки: склад і будова, комплексоутворення і дисоціація.
14. Координаційна теорія Вернера.
15. Як класифікують комплексні сполуки?
16. Який атом (іон) називають центральним атомом (іоном комплексоутворювачем)? Що таке ліганд та координаційна сфера?
17. Атоми (іони) яких елементів найчастіше є комплексоутворювачами?
18. Які іони та молекули виявляють властивості лігандів?

19. Визначення координаційного числа (КЧ). Від яких чинників залежить його значення?
20. Чи існує зв'язок між значенням КЧ та зарядом центрального атома?

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Які з наведених нижче сполук належать до класу оксидів: Na_2O , HClO , Sb_2O_3 , Al_2O_3 , KO_2 , NO , P_2O_5 ?
2. Які з оксидів: N_2O_3 , NO , CuO , K_2O , CO_2 , N_2O_3 , SO_3 , SiO_2 , MgO належать до основних, а які до кислотних?
3. Вибрати речовини, які взаємодіють з сульфатною кислотою, та записати рівняння відповідних реакцій: K_2O , Al_2O_3 , P , Co , NaOH , SO_3 .
4. Вибрати оксиди, які взаємодіють з водою, та записати рівняння відповідних реакцій: Li_2O , AgO , P_2O_5 , CO , CO_2 , SiO_2 .
5. Вибрати речовини, які взаємодіють з натрій гідроксидом, та записати рівняння відповідних реакцій: HCl , Al_2O_3 , K , CsOH , SO_2 .
6. Вибрати речовини, які взаємодіють між собою, та записати рівняння відповідних реакцій: AgNO_3 і CaCl_2 , H_2S і PbCl_2 , NaNO_3 і AgCl .
7. Вибрати речовини, які взаємодіють між собою, та записати рівняння відповідних реакцій: HNO_3 і Ca(OH)_2 , H_2SO_3 і HCl , Na_2O і HCl , K_2O і CO_2 .
8. Які з перелічених сполук належать до пероксидів: Na_2O , Na_2O_2 , CaO_2 , Cu_2O , CrO_5 , P_2O_6 , SO_3 , P_2O_5 ?
9. З перелічених сполук вибрати основи, кислоти та назвати їх: HNO_2 , LiOH , La(OH)_3 , HMnO_4 , NaHCO_3 , H_3PO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, HBr , KO_2 .
10. Назвати кислоти та записати формули їхніх ангідридів: H_2SO_3 , HClO , HMnO_4 , H_3SO_3 , H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
11. Назвати солі та зобразити їхні графічні формули: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, Na_2CrO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $(\text{AlOH})\text{SO}_4$, KHCO_3 .
12. Які з перелічених кислот утворюють кислі солі: HBr , H_2Se , CH_3COOH , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl ? Назвати утворювані ними кислі солі з натрій гідроксидом і написати їхні формули.
13. Вказати до якого класу неорганічних сполук належать такі речовини: MgO , HgS , FeCl_3 , ZnOHCl , SO_3 , AlF_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, H_3PO_4 , Al(OH)_3 , HBr , Mn_2O_7 , CO , CO_2 . Назвати їх.
14. Знайти відповідність між назвами сполук та їхніми формулами:

1) амоній хлорат;	а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
2) амоній дигідрогенфосфат;	б) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$;
3) амоній карбонат;	в) NH_4Br ;
4) амоній силікат;	г) NH_4ClO_3 ;
5) амоній селенат;	д) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$;
6) амоній гідрогенфосфат;	е) $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_4$;
7) амоній сульфат;	є) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$;
8) амоній бромід;	ж) $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$.
15. Визначити заряд комплексного іона, ступінь окиснення та координаційне число центрального атома (комплексоутворювача) в таких сполуках: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{CuCl}_4]$.

16. Скласти координаційні формули сполук Платини сумарного складу $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_6 \cdot 6\text{NH}_3$, враховуючи, що координаційне число платини(IV) дорівнює 6.
17. Назвати комплексні сполуки:
- | | |
|--|---|
| а) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$; | б) $\text{K}_2[\text{Ru}(\text{OH})\text{Cl}_5]$; |
| в) $[\text{Rh}(\text{NH}_3)_3\text{I}_3]$; | г) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Br}_2$; |
| д) $(\text{NH}_4)_3[\text{RhCl}_6]$; | е) $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$; |
| є) $[\text{Os}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$; | ж) $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{NO}_2)_4\text{Cl}_2]$. |
18. Назвати комплексні сполуки, визначити заряд комплексоутворювача:
- | | |
|--|--|
| а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; | б) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; |
| в) $\text{K}[\text{Au}(\text{OH})_4]$; | г) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$. |
19. Назвати комплексні сполуки: $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; $[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$ та визначити для них:
- ступінь окиснення комплексоутворювача;
 - координаційне число комплексоутворювача;
 - заряд комплексного іона;
 - заряди лігандів;
 - тип комплексної сполуки (катіонний, аніонний, нейтральний);
 - записати вираз константи дисоціації комплексного іона.
20. Написати формули комплексних сполук:
- пентаамінороданокобальт(III) нітрат;
 - діамідинітродихлороплатина(IV);
 - калій пентабромоплатина(IV);
 - гексааквахром(III) хлорид;
 - триакватрифторокобальт(III).

Тема 3. Будова атома і систематика хімічних елементів.

Запитання для самоконтролю.

- Які основні положення квантової механіки застосовують у квантово-механічній теорії будови атомів?
- Що нового ввів Бор в уявлення про атом? Сформулювати постулати Бора стосовно атома Гідрогена.
- Сформулювати принцип Паулі, правило Гунда, правило Клечковського.
- Що описує рівняння Планка?
- У чому суть принципу невизначеності Гейзенберга?
- Назвати головні закономірності в заповненні електронних оболонок атомів елементів.
- Що характеризують квантові числа?
- Які електрони називають валентними? Що таке збуджений стан атома?
- Як впливає електронна будова на властивості елементів?
- Що означає термін «атомна орбіталь»? Які форми *s*-, *p*-, *d*-орбіталей?
- Де застосовують ядерні реакції?
- У чому полягає фізичний зміст періодичного закону Менделєєва?

13. Що можна визначити за порядковим номером елемента, номером групи, періоду?
14. Дати визначення понять: ізотопи, ізобари, ізотони.
15. Схарактеризувати періодичність зміни властивостей елементів у періодичній системі в межах періоду, групи, родини.
16. Які елементи називають *s*-, *p*-, *d*- та *f*-елементами?
17. Що називають «лантаноїдним стисненням»?
18. У чому полягає особливість електронної будови елементів підгрупи Купруму? Що таке «провал електрона»?
19. На якій підставі Хром і Сульфур, Фосфор і Ванадій розташовані в одній групі періодичної системи? Чому вони належать до різних підгруп?
20. В чому полягає відмінність електронної будови в нормальному і збудженому станах? Показати це на прикладі атома Карбону.

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Написати електронні формули атомів Скандію, Купруму та Самарію.
2. Написати електронні формули атомів Бору, Карбону та Хлору в основному та збудженому станах.
3. Написати електронні формули іонів S^{2-} , Ca^{2+} та Ag.
4. Вказати значення квантових чисел для зовнішнього електрона атома Літію.
5. Вказати значення квантових чисел для останнього зовнішнього електрона атома Хлору.
6. Скільки всіх орбіталей в атома Оксигену, Алюмінію?
7. Яке максимальне число електронів може містити атом в електронному шарі з $n = 3$?
8. Обчислити довжину хвилі електрона, який має швидкість $2 \cdot 10^6$ м/с.
9. Серед поданих електронних конфігурацій вибрати ті, що не можуть існувати і пояснити чому:

а) $1p^3$;	б) $2p^6$;	в) $3s^2$;	г) $2s^2$;
д) $2d^5$;	е) $3f^{12}$;	є) $3p^7$;	ж) $4s^4$.
10. Який елемент має електронну структуру, аналогічну до електронної структури іонів Ca^{2+} чи S^{2-} ?
11. Які з перелічених елементів: H, He, Li, Ne мають завершені зовнішні енергетичні рівні? У якій групі періодичної системи розташовані елементи, у яких завершені зовнішні енергетичні рівні?
12. Визначити число протонів і нейтронів у ядрах атомів:

а) Фосфору;	б) Хрому;
в) Індію	г) Торію.
13. Ядро атома одного з елементів не містить нейтронів. Назвати цей елемент.
14. Описати хімічні властивості елемента з порядковим номером 16, враховуючи його розташування в періодичній системі.
15. Описати хімічні властивості Гідрогену, враховуючи його розташування в періодичній системі.

16. Вказати, яким елементам періодичної системи відповідають такі зовнішні електронні конфігурації атомів: $2s^2 2p^3$; $5s^2 4d^{10}$; $6s^2$; $6s^2 5d^1$; $4f^6 6s^2$; $5f^{10} 6d^1 7s^2$.
Визначити період, групу, підгрупу, родину, до яких належать ці елементи.
17. Знайти у періодичній системі неметал, який утворює летку бінарну сполуку з найбільшим вмістом (%) Гідрогену?
18. Вказати протонне число елемента, атом якого містить на зовнішній електронній оболонці два електрони: а) 8; б) 6; в) 20; д) 13.
19. Вказати рядок, утворений лише з елементів великого періоду періодичної системи:
а) Al; Ba; Au; б) Ba; Hg; Pb; в) N; Ba; Au; г) F; Ca; Mn.
20. Вказати рядок, утворений лише з тих елементів, що входять до побічної підгрупи періодичної системи:
а) Hg; Ba; Mg; б) Cr; Mg; Ca; в) P; N; S; г) Cu; Zn; Ag.

Тема 4. Хімічний зв'язок. Будова молекул і кристалів.

Запитання для самоконтролю.

1. Що є причиною утворення хімічного зв'язку? Яким енергетичним ефектом супроводжується цей процес?
2. Сформулювати визначення ковалентного типу зв'язку. Навести приклади.
3. Що таке гібридизація орбіталей? Пояснити її вплив на просторову будову молекул.
4. Донорно-акцепторний механізм утворення зв'язку.
5. Кількісні характеристики хімічного зв'язку: довжина, кратність, енергія, полярність, валентні кути.
6. Як впливає збільшення кратності зв'язку на його довжину і енергію? Навести приклади.
7. Який зв'язок міцніший: водневий чи ковалентний?
8. Квантово-механічна теорія хімічного зв'язку.
9. Метод валентний зв'язків.
10. Метод молекулярних орбіталей.
11. Чи можна говорити, що благородні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe) складаються з молекул?
12. Іонний зв'язок. Ненапрявленість і ненасиченість іонного зв'язку.
13. Яка природа, особливості та значення водневого зв'язку?
14. Коли виникають сили Ван дер Ваальса?
15. Металічний зв'язок.
16. Основи зонної теорії будови твердих тіл.
17. Які речовини є провідниками, напівпровідниками, діелектриками?
18. Як впливає тип хімічного зв'язку на фізичні властивості речовин?
19. Атомні речовини, іонні речовини, молекулярні речовини.
20. Тверді та рідкі кристали.

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Визначити тип хімічного зв'язку у речовинах: NaCl, CaO, CaCO₃, H₂, O₂, O₃, H₂O, HCl, NH₃, H₂S, H₂SO₄, Fe, Ar.
2. Визначити тип хімічного зв'язку у речовинах: F₂, Ne, NH₄Cl, CaBr₂, N₂, CH₄, K₂S, CsCl, Ar, Mg, MgF₂, K₂S, Al, S, SiO₂, CrO₃, CrCl₃, KClO₃.
3. Вибрати речовини з іонним типом хімічного зв'язку: Na, H₂SO₄, Ca, CO₂, P₂O₅, SO₂, ZnO, Al₂O₃, NaBr.
4. Вибрати речовини з ковалентним полярним типом хімічного зв'язку: O₃, FeO, C, NH₃, H₂S, NaF, BaO.
5. Вибрати речовини з ковалентним неполярним типом хімічного зв'язку: O₃, N₂, Rb, C, CO₂, P₂O₅, SO₂, S, Zn, H₂O.
6. Вибрати речовини, для яких характерний водневий зв'язок: H₂, H₂O, NH₃, ZnO, NaF, HF, HCl, C₂H₅OH.
7. Вибрати речовини з металічним типом хімічного зв'язку: Mg, He, B, P, Zn, Pb, S, Si, Cr, Ca, Fe, Cu, C, Zr, Ti.
8. Як змінюється характер хімічного зв'язку в ряду: NaCl, MgCl₂, AlCl₃, SiCl₄, PCl₅, SCl₂, Cl₂?
9. У молекулах CH₄, NH₃ і H₂O валентні орбіталі атомів Карбону, Нітрогену і Оксигену перебувають в стані sp^3 -гібридизації, однак кути між зв'язками не однакові: в CH₄ $\simeq 109^\circ$, в NH₃ $\simeq 107^\circ$ і в H₂O $\simeq 105^\circ$. Чим це пояснити?
10. Який з хімічних зв'язків: H-F, H-Cl, H-Br, H-I буде найполярнішим? Зазначити, у бік якого атома зміщується спільна електронна пара?
11. Як змінюється електронегативність елементів в ряду:
а) C, Si, Ge; б) Br, Cl, F; в) Li, Na, K; г) I, Br, Cl?
12. Яку кристалічну ґратку має а) алмаз, б) натрій хлорид, в) вода? Як це пов'язано з їхніми властивостями?
13. Яку кристалічну ґратку має а) графіт, б) кисень, в) алюміній? Як це пов'язано з їхніми властивостями?
14. Визначити порядок зв'язку у молекулах: H₂, O₂, F₂.
15. Чому існує молекулярний іон He₂⁺, а молекула He₂ не виявлена?
16. Визначити порядок зв'язку у молекулах: HCl і He.
17. Визначити порядок зв'язку у молекулах: CO і N₂.
18. Зобразити структурні формули сполук: KMnO₄, K₂MnO₄, Mn₂O₇. Вказати число зв'язків у кожній з них.
19. Написати графічну формулу магній гідрогенсульфату. Вказати число всіх зв'язків.
20. Вказати речовину, яка містить один π -зв'язок: N₂, F₂, O₂, H₂O.

Тема 5. Енергетика та кінетика хімічних процесів. Хімічна рівновага.

Запитання для самоконтролю.

1. Які функції називають термодинамічними функціями стану?
2. Який зміст закону Гесса та наслідків з цього закону?
3. Що таке ентальпія?
4. Екзотермічні і ендотермічні процеси.
5. Яка роль ентропії у самочинних процесах?
6. Як визначати можливість перебігу реакцій за зміною вільної енергії Гіббса?
7. Як пов'язаний закон збереження енергії з термодинамічними функціями стану?
8. Що характеризують термохімічні рівняння?
9. Поняття швидкості хімічної реакції.
10. Закон діючих мас і швидкість реакції.
11. Фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції.
12. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.
13. Рівноважні і нерівноважні процеси.
14. Залежність швидкості хімічної від температури. Правило Вант-Гоффа.
15. Які речовини називають каталізаторами? Принцип дії каталізаторів.
16. Для чого використовують інгібітори?
17. Що називається станом хімічної рівноваги? Вираз для константи рівноваги.
18. Які чинники впливають на зміщення стану рівноваги?
19. Принцип Ле Шательє.

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Визначити тепловий ефект реакції горіння ацетилену:
$$2\text{C}_2\text{H}_{2(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})} = 4\text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}.$$
2. Визначити ΔG°_{298} реакції:
$$\text{BaCO}_{3(\text{r})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})} = \text{BaSO}_{4(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}.$$
3. Визначити ΔG°_{298} реакції горіння H_2S :
$$2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}.$$
4. Визначити тепловий ефект (ΔH°_{298} , кДж) реакції:
$$\text{C}_{\text{графіт}} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} = \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2(\text{r})$$
5. Дано термохімічне рівняння $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5 + 3010$ кДж. Визначити кількість теплоти (кДж), яка виділиться при спалюванні 62 г фосфору.
6. Визначити кількість теплоти (кДж), яка виділиться під час горіння 1 кг сірки.
7. Дано термохімічне рівняння $2\text{HCl} + \text{CuO} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + 63,6$ кДж. Визначити кількість теплоти (кДж), яка виділиться при взаємодії 2,5 моль CuO .
8. Написати вирази для швидкостей наведених реакцій:
$$\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})};$$
$$2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})};$$
$$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2.$$

9. Визначити числове значення температурного коефіцієнта γ , якщо за зниження температури від 120°C до 90°C швидкість реакції зменшилась у 27 разів.
10. За температури 10°C реакція закінчується за 8 хв 32 с. Який час потрібен для перебігу цієї реакції за температури 100°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2?
11. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, якщо концентрацію вихідних речовин збільшити в 3 рази?
12. У дві пробірки налили розчин хлоридної кислоти однакової концентрації. У першу занурили залізну платівку масою 1 г, а в другу додали 1 г залізних ошурок. У якій з пробірок реакція закінчиться швидше?
13. Визначити швидкість реакції (моль/(л·с)) $\text{CS}_2(\text{r}) + 4\text{H}_2(\text{r}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{r})$, якщо за 0,2 хв. концентрація CS_2 зменшилась від 0,06 до 0,04 моль/л.
14. Як буде впливати підвищення тиску на стан рівноваги в таких реакціях:

а) $\text{PCl}_3(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \leftrightarrow \text{PCl}_5(\text{r})$	б) $\text{N}_2(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{r})$
в) $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$	г) $\text{H}_2(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{r})$?
15. Як зміниться швидкість хімічної реакції $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$:
 - а) якщо тиск газової суміші збільшити в 2 рази;
 - б) якщо об'єм газової суміші зменшити в 3 рази?
16. Як буде впливати підвищення температури на стан рівноваги в таких реакціях:

$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$; $\Delta H^\circ_{298} = -41,2$ кДж/моль;

$\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$; $\Delta H^\circ_{298} = +180,7$ кДж/моль?
17. У посудину об'ємом 0,5 л помістили 0,5 моль водню і 0,5 моль азоту. На момент рівноваги утворилось 0,02 моль амоніаку. Обчислити константу рівноваги цієї реакції.
18. Обчислити початкову концентрацію $[\text{HI}]$, якщо рівноважні концентрації в системі $2\text{HI} \leftrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2$ становлять $[\text{HI}] = 0,4$ моль/л, $[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = 0,6$ моль/л.
19. Обчислити рівноважні концентрації водню та йоду, а також константу рівноваги реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$, якщо початкові концентрації $[\text{H}_2] = 0,5$ моль/л і $[\text{I}_2] = 1,5$ моль/л, а рівноважна концентрація $[\text{HI}] = 0,8$ моль/л.
20. Рівноважні концентрації речовин (моль/л) в оборотній реакції $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ становлять: $[\text{SO}_2] = 0,002$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{SO}_3] = 0,03$ моль/л. Обчислити початкові концентрації сульфур(IV) оксиду і кисню та константу рівноваги.

Тема 6. Дисперсні системи. Розчини. Іонні процеси в розчинах.

Запитання для самоконтролю.

1. Що таке дисперсна фаза і дисперсне середовище?
2. З яких компонентів складаються розчини? Чим вони відрізняються від суспензій та емульсій?
3. Тверді, рідкі та газові розчини.
4. Чим розчини відрізняються від сумішей і хімічних сполук?

5. Способи вираження складу розчину.
6. Масова частка (ω , %), об'ємна (φ , %) і мольна частка (χ).
7. Молярна концентрація (C_M).
8. Молярна концентрація еквівалента (нормальність, C_E).
9. Застосування моляльної концентрації (моляльності, C_m).
10. У яких випадках використовують поняття «титр (Т) розчину»?
11. Що називають розчинністю речовини? В яких одиницях її виражають?
12. Які основні ознаки насичених, ненасичених, пересичених розчинів?
13. Як впливають природа речовини, температура і тиск на розчинність?
14. Колігативні властивості розчинів.
15. Практичне застосування методів криоскопії та ебуліоскопії.
16. Закони Рауля.
17. Мембранні процеси. Осмос.
18. Закон Вант-Гоффа.
19. Як можна визначати молекулярні маси речовин за колігативними властивостями їхніх розчинів?
20. Яка роль розчинів і осмосу у природі та у житті живих організмів?
21. Які речовини називають електролітами?
22. Чим відрізняються водні розчини електролітів від розчинів неелектролітів?
23. Чому розчини одних речовин проводять електричний струм, а інших ні?
24. Назвати величини, які кількісно характеризують процес електролітичної дисоціації.
25. На які групи умовно поділяють електроліти за величиною ступеня їхньої дисоціації?
26. Що таке ступінь дисоціації електроліту?
27. Константа дисоціації.
28. Як впливає розведення розчину на значення ступеня дисоціації?
29. Написати вирази ступеневих констант дисоціації для фосфатної кислоти.
30. Що означає іонний добуток води і чому з підвищенням температури він зростає?
31. Що називають водневим показником рН?
32. Яке значення рН водопровідної води? У мильної води?
33. Що називають гідроксидним показником рОН? Покажіть, чому дорівнює сума рН і рОН?
34. Роль індикаторів.
35. Які речовини гідролізують?
36. Гідроліз солей.
37. Константа гідролізу та ступінь гідролізу.
38. Буферні розчини та їхня роль.
39. Добуток розчинності малорозчинних сполук.
40. Чому вважають, що немає абсолютно нерозчинних речовин?

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Яка маса калій нітрату викристалізується під час охолодження 500 г насиченого при 30 °С розчину до 0 °С? Розчинність KNO_3 при 30 °С становить 200 г, а при 0 °С – 46 г солі на 100 г води.
2. Розчинність натрій хлориду при 20 °С складає 36,0 г, а при 100 °С – 39,8 г на 100 г води. Яка маса солі випаде в осад під час охолодження 500 г розчину від 100 до 20 °С.
3. Розчинність ферум(II) сульфату при 30 °С дорівнює 32,9 г на 100 г води. Яку масу залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ треба взяти для приготування 5 кг насиченого розчину.
4. Яка маса сульфатної кислоти потрібна для приготування 15 г 40 % розчину?
5. У якій масі води треба розчинити 20 г NaCl , щоб одержати 30 % розчин солі?
6. Скільки мл 40 % розчину H_3PO_4 ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$) потрібно для виготовлення:
а) 400 мл 0,25 М розчину; б) 3 л 0,15 н розчину?
7. Скільки грамів гідроген хлориду міститься у 250 мл 10 % розчину, густина якого $1,075 \text{ г/см}^3$?
8. Скільки води треба додати до 200 мл 20 % розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$), щоб одержати 5 % розчин H_2SO_4 ?
9. Скільки грамів калій хлориду потрібно додати до 450 г 8 % розчину цієї ж солі для одержання 12 % розчину?
10. Глауберову сіль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) масою 30 г розчинили у 170 г води. Визначити масову частку натрій сульфату в одержаному розчині.
11. Густина 15 % розчину сульфатної кислоти дорівнює $1,105 \text{ г/см}^3$. Обчислити молярність розчину.
12. Обчислити молярність 36 % ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) розчину HCl .
13. В якому об'ємі (л) 0,1 М розчину міститься 0,05 моль Na_2SO_4 ?
14. Яка молярна концентрація розчину сульфатної кислоти, якщо в 100 мл розчину міститься 9,8 г кислоти?
15. Обчислити осмотичний тиск розчину, в 1 л якого міститься 0,2 моль неелектроліту: а) при 0 °С; б) при 18 °С.
16. Обчислити осмотичний тиск розчину неелектроліту, який містить $1,52 \cdot 10^{23}$ молекул його в 0,5 л розчину при 0 °С і при 30 °С.
17. Обчислити осмотичний тиск розчину, який містить 90,08 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 4 л розчину при 27 °С.
18. Розчин, який містить 57 г цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у 500 г води, закипає при 100,72 °С. Визначити ебуліоскопічну константу води.
19. Розчин, який містить 4,6 г гліцерину $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ у 71 г ацетону, закипає при 56,7 °С. Визначити ебуліоскопічну константу ацетону, якщо температура кипіння ацетону 56 °С.
20. Визначити температуру кипіння розчину, який містить 100 г цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у 750 г води.
21. У розчині об'ємом 2 л міститься 0,3 моль $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Визначити сумарне число молей іонів у цьому розчині.

22. У розчині об'ємом 1 л міститься а) 0,15 моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; б) 0,25 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) 0,20 моль K_2SO_4 ; г) 0,30 моль Na_3PO_4 . Визначити сумарне число молів іонів у кожному розчині.
23. Константа дисоціації ціанідної кислоти дорівнює $7,9 \cdot 10^{-10}$. Обчислити ступінь дисоціації HCN у 0,001 М розчині.
24. Константа дисоціації нітритної кислоти (HNO_2) дорівнює $5 \cdot 10^{-4}$. Обчислити ступінь дисоціації (%) кислоти в 0,05 М розчині
25. Які іони не можуть одночасно міститись у розчині: а) Ca^{2+} і CO_3^{2-} ; б) Mg^{2+} і SO_4^{2-} ; в) Ba^{2+} і SO_4^{2-} ? Записати молекулярні та іонні рівняння відповідних реакцій.
26. Закінчити і записати іонні рівняння реакцій, які відбуваються під час змішування речовин:
 - а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$
 - б) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
27. Закінчити і записати рівняння реакцій у молекулярній формі та скласти іонні рівняння:
 - а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
 - б) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
28. Обчислити концентрацію іонів $[\text{H}^+]$ в 0,01 М розчині гіпохлоритної кислоти HClO ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$).
29. Визначити рН розчину, концентрація іонів Гідрогену (моль/л) у якому дорівнює: а) $3,3 \cdot 10^{-5}$; б) $7,5 \cdot 10^{-2}$; в) $9,7 \cdot 10^{-11}$.
30. Визначити молярну концентрацію іонів $[\text{OH}^-]$ у водних розчинах, якщо концентрація іонів Гідрогену (моль/л) у них дорівнює: а) 10^{-3} ; б) $6,5 \cdot 10^{-8}$; в) $1,4 \cdot 10^{-12}$.
31. Визначити рН розчину, 1 л якого містить 0,05 моль HCl .
32. Обчислити рН розчину, 1 л якого містить 40 г NaOH .
33. Визначити молярні концентрації іонів Гідрогену $[\text{H}^+]$ та гідроксид-іонів $[\text{OH}^-]$ у розчині з рН 6,5.
34. Записати молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу солей K_2S , CuSO_4 , K_3PO_4 , Na_2CO_3 , K_2SO_3 .
35. Які з солей: KNO_3 , K_2CO_3 , KClO_4 , KCN , Na_2SiO_3 , ZnCl_2 , AgNO_3 будуть гідролізувати у водних розчинах? Записати рівняння реакцій і зазначити реакцію середовища.
36. Розчинність аргентум йодиду AgI дорівнює $9,1 \cdot 10^{-8}$ моль/л. Визначити добуток розчинності цієї солі.
37. Розчинність ферум(III) гідроксиду $\text{Fe}(\text{OH})_3$ дорівнює $2,5 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Визначити добуток розчинності $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
38. Визначити добуток розчинності плюмбум(II) броміду PbBr_2 при 25 °С, якщо розчинність солі за цієї температури дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
39. Визначити добуток розчинності аргентум хлориду (AgCl) при 25 °С, якщо розчинність солі у воді за цієї температури дорівнює 0,0018 г/л.

40. Добуток розчинності аргентум хлориду дорівнює $1,6 \cdot 10^{-10}$. Визначити концентрацію насиченого розчину AgCl в моль/л та в г/л.

Тема 7. Окисно-відновні процеси.

Запитання для самоконтролю.

1. Що таке ступінь окиснення? За якими правилами можна визначити ступені окиснення елементів у сполуках?
2. Які реакції належать до окисно-відновних? Поясніть суть теорії окисно-відновних реакцій.
3. Назвати типи окисно-відновних реакцій. Навести приклади.
4. Які речовини називають окисниками, відновниками? Чи може одна речовина бути і окисником і відновником?
5. Основні алгоритми зрівнювання окисно-відновних рівнянь.
6. Електрохімічний ряд напруг металів.
7. Що таке гальванічний елемент? Пояснити принцип роботи гальванічного елемента на прикладі елемента Якобі-Даніеля.
8. У чому полягає суть процесу електролізу?
9. Як впливає матеріал, з якого виготовлені електроди, на процес електролізу розчинів солей?
10. Які електроди використовують для добування металів високого ступеня частоти, а також для покриття одного металу іншим?
11. Потенціал електрода.
12. Типи електродів для електролізерів та гальванічних елементів.
13. Закони Фарадея.
14. Що таке електрохімічний еквівалент речовини?
15. У чому полягає відмінність у роботі електролізерів та гальванічних елементів?
16. Пояснити принцип роботи акумуляторів на прикладі свинцевого акумулятора.
17. Елементи живлення для побутової техніки.
18. Основні види корозії металів. За яких умов виникає хімічна корозія, електрохімічна корозія?
19. Назвати найважливіші методи захисту металів від корозії.
20. Протектори.

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Визначити ступені окиснення елементів у сполуках, формули яких: XeF_4 , CCl_4 , PCl_5 , SnS_2 , SnO_2 , KClO_3 , NaClO , Na_2CrO_4 .
2. Визначити ступені окиснення елементів у сполуках, формули яких: H_2SO_4 , KMnO_4 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2SO_3 , NaNO_3 , HNO_2 .
3. Записати процеси, які будуть відбуватись на електродах та вказати продукт, який буде виділятися на катоді внаслідок електролізу водного розчину:
а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, б) CuSO_4 , в) Ag_2SO_4 .

4. Записати рівняння реакцій, які відбуваються на електродах під час електролізу: а) водного розчину KCl; б) розплав KCl.
5. Під час електролізу розчину якої з речовин на катоді буде виділятися водень: CuSO₃, NaCl, AgNO₃?
6. Визначити об'єм кисню (н.у.), який виділиться під час проходження струму силою 6 А впродовж 30 хв через водний розчин KOH.
7. Визначити об'єм водню (н.у.), який виділиться під час проходження струму силою 3 А впродовж 1 год через водний розчин H₂SO₄?
8. Чому дорівнює маса скандію, одержаного за двадцять хвилин унаслідок електролізу розплав ScCl₃ струмом 0,5 А?
9. Які речовини і в яких кількостях виділяються під час проходження 48250 Кл електрики через розплав MgCl₂?
10. Визначити вихід за струмом кадмію, якщо під час електролізу струмом силою 5,36 А впродовж 1 год на катоді виділилось 5,62 г кадмію.
11. Визначити масу алюмінію, одержаного за 1 год внаслідок електролізу розплав AlCl₃ струмом 10 А? Записати процеси, що відбуваються на електродах.
12. Скільки грамів H₂SO₄ утвориться біля нерозчинного анода під час електролізу розчину Na₂SO₄, якщо на аноді виділилось 1,12 л кисню (н.у.)?
13. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції та визначити окисник і відновник:
 - а) $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - д) $\text{CdS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - е) $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
14. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції, визначити окисник та відновник, зазначити процеси окиснення та відновлення:
 - а) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 - в) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 - д) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - е) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$.
15. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції, визначити окисник та відновник, зазначити процеси окиснення та відновлення:
 - а) $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$;
 - б) $\text{NaNO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 - в) $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - е) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 - е) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Тема 8. Хімія елементів. Властивості металів і неметалів.

Запитання для самоконтролю.

1. Вказати способи одержання металів (електроліз, пірометалургія, гідрометалургія).
2. Способи одержання неметалів.
3. Чому деякі метали зберігають під шаром гасу або в запаяних ампулах?
4. Чому трансуранові метали одержують в ядерних реакторах або циклотронах? Що називають періодом піврозпаду?
5. Які метали використовують як паливо для ядерних реакторів?
6. Які метали називають кольоровими? З яким видом металургії пов'язана їхня переробка?
7. Добування заліза з руд. Чавун і сталь.
8. Чим визначається велика корозійна стійкість алюмінію? Чому алюміній та сплави на його основі мають широке застосування?
9. Чому вода майже не діє на цинк, хоча він стоїть у ряді напруг до водню?
10. Що таке амальгами? Чи є вони хімічними сполуками? Чи зберігає свої властивості метал, розчинений у ртуті?
11. Чому перестали використовувати у побуті ртутні дзеркала? Чому використовують ртутні термометри?
12. Які сполуки називають: каустичною содою, кристалічною содою, кальцинованою содою, питною содою, поташем?
13. Що називають «баритовою водою» і «вапняним молоком»? Які природні сполуки кальцію широко застосовують у виробництві в'язучих матеріалів?
14. Наявність яких солей кальцію і магнію зумовлює твердість природної води? Чим зумовлена тимчасова і постійна твердість води? Як пом'якшують воду?
15. Які сполуки відомі під назвами кіновар, каломель, сулема, сурик?
16. У яких двох модифікаціях може перебувати металічне олово? Який процес називають «олов'яною чумою» і коли він можливий?
17. Чому концентровану H_2SO_4 перевозять у сталевих цистернах?
18. Чому небезпечна «гримуча суміш»?
19. Галузі застосування інертних газів.
20. Пояснити, чому Флуор відрізняється від інших галогенів.
21. За яких умов із кисню утворюється озон? Які властивості для нього характерні?
22. У яких алотропних модифікаціях може знаходитися сірка у вільному стані? За яких умов можливі їхні взаємні перетворення?
23. Чим пояснити те, що концентрована сульфатна кислота здатна реагувати з деякими неметалами, а розбавлена з жодним із них не взаємодіє?
24. Чим зумовлена необхідність доливання концентрованої сульфатної кислоти до води, а не доливання води до кислоти? Яка причина різних ефектів?
25. Алотропні модифікації фосфору та їхні властивості.
26. Яких заходів безпеки слід дотримуватись під час роботи з амоніаком, фосфіном, стибіном?

27. Чому під час зберігання концентрована нітратна кислота швидко жовтіє? Як впливає концентрація нітратної кислоти на ступінь її відновлення металами?
28. Назвати алотропні модифікації карбону та вказати причину відмінності їхніх властивостей.
29. Поняття адсорбції. Навести приклади адсорбентів.
30. Які речовини є вихідним матеріалом для одержання скла? Яка роль піску, соди та вапняку у скловарінні?

Задачі і вправи для самостійного розв'язування.

1. Обчислити масу мармуру, яким слід зарядити апарат Кіппа, щоб одержати карбон(IV) оксид об'ємом 56 л (н. у.).
2. Який об'єм займе водень (н.у.), отриманий із літій гідриду масою 40 кг?
3. Який об'єм CO_2 (н. у.) повинен виділитися під час прожарювання вапняку масою 100 кг?
4. Скільки структурних одиниць міститься у речовині Hg_2Cl_2 масою 14,19 г?
5. Визначити масу одного атома ренію.
6. Визначити формулу та назвати сполуку, яка містить 69,54 % Ва, 6,09 % С і 24,37 % О.
7. Масові частки Калію, Хрому та Оксигену в сполуці дорівнюють: 26,5 %, 35,4 % і 38,1 % відповідно. Вивести формулу сполуки.
8. Вивести найпростішу формулу сполуки, яка містить 92,62 г Меркурію та 7,38 г Оксигену.
9. Назвати комплексні сполуки: а) $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NH}_3]$, б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, в) $\text{Cs}_2[\text{XeF}_8]$, г) $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$. Вказати заряд комплексоутворювача.
10. Природний титан складається з п'яти стабільних ізотопів: ^{46}Ti – 8,0 %, ^{47}Ti – 7,3 %, ^{48}Ti – 73,8 %, ^{49}Ti – 5,5 %, ^{50}Ti – 5,4 %. Визначити його відносну атомну масу.
11. Природний реній складається з ізотопів ^{185}Re (37,4 мас. %) та ^{187}Re . Визначити відносну атомну масу Ренію.
12. У якому з мінералів масова частка Натрію найбільша: а) галіті NaCl ; б) мірабіліті $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; в) нефеліні $\text{Na}[\text{AlSiO}_4]$?
13. У якому мінералі масова частка металу більша: Торію в ториті ThSiO_4 чи Урану в уранініті UO_2 ?
14. У якій зі сполук $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ чи $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ вміст кристалізаційної води більший?
15. Визначити масову частку Натрію у морській воді, яка містить 1,5 % натрій хлориду.
16. Визначити масу міді, яку можна добути з 1 т халькозину, що містить 80 % Cu_2S .
17. Визначити масу міді, яку можна добути з 100 кг малахіту $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, що містить 10 % домішок.
18. Яку масу AgNO_3 треба розчинити у 100 г води, щоб одержати 20 % розчин солі?

19. Яку масу ртуті можна добути з 500 кг кіноварі HgS , що містить 25 % домішок?
20. Скільки грамів кальцій карбонату (CaCO_3) міститься у 500 кг вапняку, що містить 15 % домішок?
21. Яка маса ферум(II) дисульфіді FeS_2 міститься у 150 т сірчаного колчедану, з масовою часткою домішок 4 %?
22. Визначити масу FeSO_4 , потрібну для приготування 150 мл 0,5 М розчину солі.
23. Чи можуть одночасно існувати в розчині сполуки AlCl_3 та AgNO_3 ? Записати іонні рівняння реакцій, що відбуваються. Визначити масу осаду, якщо концентрації солей дорівнюють 0,001 моль/л.
24. Визначити рН 0,1 М розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
25. Визначити рН розчину, 1 л якого містить 1,22 г $\text{Sr}(\text{OH})_2$. Дисоціацію лугу вважати повною.
26. Визначити ступінь окиснення ренію в сполуках:
 - а) $\text{K}_3[\text{Re}(\text{CN})_3(\text{OH})_3]$, б) $\text{Rb}_2[\text{Re}_2\text{Cl}_8]$, в) $\text{K}_4[\text{Re}(\text{CN})_7]$, г) ReSe_2 , д) Ca_3ReO_5 .
27. Визначити ступінь окиснення Хрому в сполуках:
 - а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, б) $[\text{Cr}(\text{CO})_5(\text{NH}_3)]$, в) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$, г) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$, д) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.
28. Записати процеси, що відбуваються на електродах під час електролізу водного розчину натрій хлориду. Обчислити силу струму, який треба пропустити через розчин NaCl впродовж 2 год., щоб отримати 10 л хлору.
29. Електроліз водного розчину манган(II) сульфату проходить за рівнянням: $2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$. Визначити масу речовини, що виділилась на катоді, якщо електроліз проводили впродовж години силою струму 3 А.
30. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції, визначити окисник та відновник, зазначити процеси окиснення та відновлення:
 - а) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$
 - в) $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - г) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - д) $\text{ReCl}_6 + \text{KOH} \rightarrow \text{KReO}_4 + \text{KCl} + \text{ReO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ПРИКЛАДИ ЗАВДАНЬ ПРОМІЖНИХ ЕТАПІВ КОНТРОЛЮ ЗНАНЬ

Індивідуальне домашнє завдання №1

(1-10 завдання оцінюються по 1 балу)

1. За нормальних умов деяка кількість газу займає об'єм 20 л. Визначити об'єм, який займатиме ця кількість газу при тиску 0,5 атм.
2. Для розчинення 11,2 г металу потрібна хлоридна кислота, що містить 14,6 г HCl. Визначити мольну масу еквівалента металу.
3. Визначити молярну масу газу та кількість молекул, якщо 0,5 г його займає об'єм 400 мл при н.у.
4. Визначити у якій зі сполук – NH_4NO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ та N_2O_3 вміст Нітрогену найбільший.
5. Густина гідрогенгалогеніду за повітрям становить 4,41. Визначити відносну густину цього газу за воднем і назвати його.
6. Арсен утворює два оксиди, один з них містить 65,2 мас.% As, інший – 75,57 мас.% As. Визначити формули цих оксидів.
7. Скільки фосфатної кислоти можна одержати з 1 т фосфориту, який містить 70 % кальцій фосфату?
8. Назвати та охарактеризувати комплексну сполуку $\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$.
9. Визначити порядок заповнення електронами в атомі трьох наступних орбіталей після 4d орбіталі.
10. Пояснити можливість існування молекули He_2 згідно енергетичної діаграми на основі методу МО-ЛКАО.

Індивідуальне домашнє завдання №2

(1-4 завдання – по 1 балу, 5-8 завдання – по 1,5 бала)

1. Внаслідок взаємодії 6,5 г хрому з киснем виділилося 71,3 кДж теплоти. Визначити ентальпію утворення хром(III) оксиду.
2. У скільки разів зміниться швидкість реакції зі зниженням температури від 100 °C до 60 °C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?
3. При кімнатній температурі розчинили 36 г натрій хлориду в 200 г води. Яка масова частка (%) NaCl в розчині?
4. Закінчити напівреакції і вказати їхній тип:
а) $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}^+$.
5. У системі $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ в стані рівноваги за певної температури концентрації речовин $[\text{N}_2] = 2$ моль/л, $[\text{H}_2] = 6$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 8$ моль/л. Обчислити вихідні концентрації речовин, що реагують, та константу рівноваги реакції.
6. Обчислити молярність та нормальність 49 % розчину ортофосфатної кислоти, якщо питома густина розчину дорівнює 1,33 г/см³.

7. У 6 дм^3 насиченого розчину PbSO_4 міститься $0,186 \text{ г}$ плюмбуму у вигляді іонів. Визначити добуток розчинності плюмбум(II) сульфату.
8. Урівняти рівняння реакції $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Вказати окисник та відновник.

Модульна контрольна робота

(1-4 завдання – по 5 балів, 5-7 завдання – по 10 балів)

1. Визначити масу та об'єм за н.у.: а) 4 моль Нітроген(II) оксиду, б) 0,5 моль Карбон(II) оксиду.
2. Записати електронну формулу атома Арсену. Вказати число протонів і нейтронів у ядрі. Записати електронні формули іонів As^{+5} і As^{-3} .
3. Назвати і класифікувати сполуки: $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Визначити ступені окиснення елементів у них і написати рівняння їхньої дисоціації.
4. Визначити масову частку Оксигену (в %) у сполуках $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
5. При взаємодії 250 мл розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,055 \text{ г/см}^3$) з надлишком барій хлориду утворився осад барій сульфату масою 37 г . Обчислити масову частку сульфатної кислоти у вихідному розчині.
6. Обчислити масову частку (%) нітратної кислоти в 2 М розчині, якщо питома густина розчину становить $1,1 \text{ г/мл}$.
7. Урівняти рівняння окисно-відновної реакції та вказати окисник і відновник:
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна:

1. Романова Н.В. *Загальна та неорганічна хімія.* - Київ: Перун, 2002. – 480 с.
2. Жак О.В., Каличак Я.М. *Загальна хімія.* – Львів: ВЦ ЛНУ ім. І.Франка, 2010. – 368 с.
3. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. *Загальна хімія.* – Київ: Вища школа, 1991. – 431 с.
4. Каличак Я.М., Кінжибало В.В., Котур Б.Я., Миськів М.Г., Сколоздра Р.В. *Хімія. Задачі, вправи, тести.* – Львів: Світ, 2001. – 176 с.
5. Котур Б.Я. *Хімія. Практикум.* - Львів: ВЦ ЛНУ ім. І.Франка, 2004. – 237 с.
6. Стародуб П.К., Шпирка З.М., Муць Н.М., Ничипорук Г.П. *Перевір себе* (Загальна хімія в задачах). – Львів: ТОВ «Поліграфія», 2009. – 216 с.
7. Стародуб П.К., Шпирка З.М., Муць Н.М., Ничипорук Г.П. *Перевір себе 2.* (Неорганічна хімія в задачах). – Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. І. Франка, 2012. – 220 с.
8. Методичні вказівки та інструкції до виконання лабораторних робіт - Михалічко Б.М., Кінжибало В.В., Стародуб П.К. *Методичні матеріали до вивчення курсу «Спеціальні розділи хімії».* – Львів: 2003. - 80 с.

Додаткова:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. *Основи загальної хімії.* – Львів: Світ, 2000. – 424 с.
2. Яворський В.Т. *Основи теоретичної хімії.* – Львів: ВЦ Нац. ун-ту «Львівська політехніка», 2008. – 348 с.
3. Неділько С.А., Попель П.П. *Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи.* – Київ: Либідь, 2001. – 400 с.
4. Деркач Ф.А. *Неорганічна хімія. Лабораторний практикум.* – Київ: Вища школа, 1978. – 232 с.
5. Глінка Н.Л. *Загальна хімія.* – Київ: Вища школа, 1985. – 430 с.

ДОДАТКИ

Таблиця Д.1

СПІВВІДНОШЕННЯ МІЖ ОДИНИЦЯМИ ВИМІРЮВАННЯ ФІЗИЧНИХ ВЕЛИЧИН

$1 \text{ \AA} = 0,1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ м}$ $1 \text{ Па} = 0,986923 \cdot 10^{-5} \text{ атм}$ $1 \text{ атм} = 760 \text{ мм. рт. ст.} = 101325 \text{ Па}$ $0 \text{ К} = -273,15 \text{ }^\circ\text{C}$	$1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 1 \cdot 10^3 \text{ см}^3$ $1 \text{ Дж} = 6,2415 \cdot 10^{18} \text{ еВ}$ $1 \text{ кал} = 4,1840 \text{ Дж}$ $1 \text{ еВ} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$
---	---

Таблиця Д.2

ЗНАЧЕННЯ ФУНДАМЕНТАЛЬНИХ СТАЛИХ

Величина	Позначення	Значення
атомна одиниця маси	а.о.м.	$1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
маса спокою електрона	$m(\bar{e})$	$9,10953 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$
заряд електрона	\bar{e}	$1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
мольний об'єм ідеального газу	$V_0 = \frac{RT_0}{P_0}$	$22,414 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$
стала Авогадро	N_A	$6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$
стала Больцмана	$k = \frac{R}{N_A}$	$1,38066 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$
стала Планка	h	$6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
стала Фарадея	F	$96484,56 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}$
універсальна газова стала	R	$8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$
		$0,82 \frac{\text{дм}^3 \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

Таблиця Д. 3

ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ЗА ПОЛІНГОМ

Ag – 1,9	F – 4,0	Ni – 1,9
Al – 1,5	Fe – 1,8	O – 3,5
As – 2,0	Ga – 1,6	P – 2,1
B – 2,0	Ge – 1,8	S – 2,5
Ba – 0,9	H – 2,1	Sc – 1,3
Br – 2,8	I – 2,5	Se – 2,4
C – 2,5	K – 0,8	Si – 1,8
Ca – 1,0	Li – 1,0	Sr – 1,0
Cd – 1,7	Mg – 1,2	Te – 2,1
Cl – 3,0	Mn – 1,5	Ti – 1,5
Co – 1,9	Mo – 1,8	U – 1,4
Cr – 1,6	N – 3,0	V – 1,6
Cu – 1,9	Na – 0,9	Zn – 1,6

Таблиця Д. 4

РОЗЧИННІСТЬ ДЕЯКИХ КИСЛОТ, ОСНОВ, СОЛЕЙ У ВОДІ

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	–	P	P	P	P	M	M	H	H	H	H	H	H	–	–	–	H	H	H	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–
F ⁻	P	P	P	P	M	H	H	P	P	P	M	M	M	P	H	M	H	H	P	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	P	M	P	
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	P	M	P	
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	H	M	
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	P	–	–	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
SO ₃ ²⁻	–	–	P	P	H	H	H	–	–	–	H	H	H	H	H	H	H	H	–	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	P	H	P	
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
SiO ₃ ²⁻	H	–	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H	
CO ₃ ²⁻	–	P	P	P	H	H	H	–	–	–	H	H	H	H	H	–	–	H	–	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	–	–	P	P	P	P	M	P	P	P	–	

Примітка: P – розчинні, M – малорозчинні, H – нерозчинні, (–) – розкладаються водою

Таблиця Д. 5

ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ*

M	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Bi	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
φ ⁰	-3,02	-2,92	-2,87	-2,71	-2,34	-1,67	-1,05	-0,76	-0,71	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	+0,23	+0,34	+0,80	+0,86	+1,20	+1,40
іон	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³

* – потенціали у водних розчинах

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

<i>Групи</i>										
<i>Періоди</i>	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 1,008							He 2 4,003	Mg 12 Символ Протонне число 24,305 Атомна маса	
2	Li 3 6,941	Be 4 9,012	B 5 10,811	C 6 12,011	N 7 14,007	O 8 15,999	F 9 18,998	Ne 10 20,179		
3	Na 11 22,990	Mg 12 24,305	Al 13 26,982	Si 14 28,086	P 15 30,974	S 16 32,066	Cl 17 35,453	Ar 18 39,948		
	K 19 39,098	Ca 20 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,880	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,933	28 Ni 58,69
4	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	Ga 31 69,723	Ge 32 72,59	As 33 74,922	Se 34 78,96	Br 35 79,904	Kr 36 83,80		
	Rb 37 85,468	Sr 38 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc 97,907	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42
5	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	In 49 114,82	Sn 50 118,71	Sb 51 121,75	Te 52 127,60	I 53 126,90	Xe 54 131,29		
	Cs 55 132,91	Ba 56 137,33	57 La* 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,88	75 Re 186,21	76 Os 190,20	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08
6	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	Tl 81 204,38	Pb 82 207,2	Bi 83 208,98	Po 84 208,98	At 85 209,99	Rn 86 222,02		
7	Fr 87 223,02	Ra 88 226,03	89 Ac** 227,03	104 Rf 261,11	105 Db 262,11	106 Sg 263,12	107 Bh 262,15	108 Hs [265]	109 Mt [266]	110 Uun [266]

***Лантаноїди**

58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm 144,91	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------

****Актиноїди**

90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np 237,05	94 Pu 244,06	95 Am 243,06	96 Cm 247,07	97 Bk 247,07	98 Cf 251,08	99 Es 252,08	100 Fm 257,10	101 Md 258,10	102 No 259,10	103 Lr 260,11
-----------------	-----------------	----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------