

Східноєвропейський національний університет  
імені Лесі Українки  
Факультет хімії, екології та фармації  
Кафедра хімії та технологій

**Піскач Л. В., Петрусь І. І.**

# **ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА**

## **ЗАВДАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО КОНТРОЛЬНИХ ОПИТУВАНЬ**

Методичні рекомендації  
з організації самостійної роботи студентів  
(запитання, задачі, вправи)

Луцьк-2020

Рекомендовано до друку науковометодичною радою  
Східноєвропейського національного університету імені Лесі Українки  
(Протокол № 1 від 23 вересня 2020 р.)

**Рецензенти:**

**Шевчук М. В.**, кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства Луцького національного технічного університету,

**Кадикало Е. М.**, кандидат хімічних наук, доцент кафедри органічної хімії та фармації Східноєвропейського національного університету імені Лесі Українки.

**Піскач Л. В., Петрусь І. І.**

**П 18 Неорганічна хімія. Завдання для підготовки до контрольних опитувань:** метод. рекомендації з організації самостійної роботи (запитання, задачі, вправи) / Укл.: Л. В. Піскач, І. І. Петрусь. – Луцьк: П «Зоря-плюс» ВОО ВОІ СОІУ, 2020. – 89 с.

Методичні рекомендації призначені для самостійної підготовки до лабораторних занять з неорганічної хімії для студентів 1-го курсу нехімічних спеціальностей.

Завдання пропонуються до 9-ти тем дисципліни, які викладаються в 1-му семестрі. Поданно запитання, задачі чи вправи, розв'язок розрахункових задач із 6-ти тем загальної хімії.

## ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Методична збірка містить ряд теоретичних питань і задач або вправ для самоконтролю при підготовці до лабораторних занять з хімії, що передбачені для самостійної роботи студентів нехімічних спеціальностей над курсом загальної та неорганічної хімії. За виконання цієї роботи на кожному занятті під час опитування студент набирає певну кількість балів поточного контролю (вказує викладач), які з балами за виконання та захист лабораторних робіт, входять в загальну оцінку (включно з балами за модульні контрольні роботи і т.д.), що в підсумку отримує студент за вивчення даного курсу.

Послідовність розділів даної збірки відповідає послідовності вивчення тем та виконанню лабораторного практикуму з загальної та неорганічної хімії. Основні поняття і закони хімії, будова атомів і молекул, сучасна номенклатура неорганічних речовин, елементи термодинаміки, кінетика, дисперсні системи і окисно-відновні процеси – це завдання загальної частини хімії. Неорганічна хімія охоплює питання хімії елементів.

Кожен з розділів збірки містить питання, задачі та приклади розв'язування задач згідно тем загальної хімії, що допоможе студенту самостійно виконати передбачені завдання та підготуватись до модульних контролів. Кожний студент за вказаним викладачем варіантом протягом семестру виконує індивідуальну розрахункову роботу, завдання якої наведені в додатку А. В додатку Б наведені номери завдань по варіантах. Додаткові дані, які необхідні для рішення задач можна знайти в додатку В (9 таблиць).

# РОБОЧА ПРОГРАМА КУРСУ «ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА»

## Змістовий модуль 1

### Тема 1. Вступ. Атомно-молекулярне вчення

Предмет і завдання хімії. Хімія в системі природничих наук. Хімія – експериментальна наука.

Основні положення атомно-молекулярної теорії. Сучасний зміст понять: атом, молекула, проста і складна речовина, алотропія, хімічний елемент. Одиниці вимірювання в хімії. Кількість речовини – моль. Маса атома, молекулярна маса, відносна молекулярна маса, молярна маса, молярний об'єм. Еквівалент. Число Авогадро. Поняття валентності.

Фундаментальні закони хімії: збереження маси та енергії, імпульсу та заряду, періодичності розвитку. Стехіометричні закони хімії: сталості складу, еквівалентів та кратних відношень, їх сучасне трактування.

Стан ідеального газу. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро, висновки із закону Авогадро. Статистична теорія газів. Закон Бойля-Маріотта, закон Гей-Люссака, закон Шарля, загальне рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона), універсальна газова стала. Тиск газових сумішей, закон парціального тиску. Реальні гази, рівняння Ван-дер-Ваальса.

Основні класифікаційні поняття: система, тіло, фаза, компонент. Поняття хімічної сполуки. Молекулярні та немoleкулярні форми існування речовин; сполуки постійного і змінного складу (дальтоніди, бертоліди). Види хімічних формул. Методи визначення атомних і молекулярних мас. Співвідношення між молярною масою, еквівалентом та еквівалентною масою речовин. Рівняння хімічних реакцій та стехіометричні розрахунки.

### Тема 2. Будова атомів, молекул та твердих тіл

Розвиток уявлень про будову атома (Дж. Дальтон, В. Томсон, Е. Резерфорд, Н. Бор, Е. Шредінгер, Г. Мозлі). Квантово-механічні принципи будови речовини: квантова механіка, корпускулярно-хвильовий дуалізм, принцип невизначеності, хвильова функція, рівняння Шредінгера. Квантові числа. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Атомні орбіталі (АО), енергетичні підрівні та рівні електронів в атомі. Принцип Паулі, принцип мінімальної енергії; правила Хунда; правила Клечковського електронні та електронно-структурні формули. Будова атома. Деякі характеристики атомів елементів: атомні радіуси, потенціали іонізації та спорідненість до електрона, електронегативність. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції. Значення теорії будови атома в хімії та біології.

**Періодичний закон та періодична система елементів.** Структура періодичної системи. Зв'язок положення елемента в періодичній системі з електронною будовою його атома. Особливості електронних конфігурацій атомів елементів головних і побічних підгруп. Зв'язок властивостей елементів з їх положенням в періодичній системі.

**Хімічний зв'язок і будова молекул.** Еволюція уявлень на сутність хімічного зв'язку. Типи та характеристики хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Квантово-механічна трактовка його утворення. Два механізми утворення хімічного зв'язку. Метод ВЗ. Властивості ковалентного зв'язку: насичуваність, полярність, напрямленість, поляризація. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО (ЛКАО). Енергетичні діаграми і символічні електронні формули молекул найпростіших двоатомних гомонуклеарних та гетеронуклеарних молекул. Кратність зв'язку.

Інші типи хімічного зв'язку: йонний, металічний, водневий зв'язки, вандерваальсівська взаємодія (дисперсійна, орієнтаційна, індукційна).

Агрегатний стан речовини і його особливості. Кристалічний стан. Тип кристалічної ґратки і хімічний зв'язок. Зонна теорія твердого тіла. Метали, неметали, напівпровідники.

**Тема 3. Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки Прості та складні речовини.** Прості речовини. Класифікація складних речовин. Бінарні сполуки Оксигену.

**Оксиди.** Солетворні та несолетворні оксиди. Основні, кислотні, амфотерні оксиди, їх властивості. Номенклатура. Пероксиди, їх будова, властивості. Надпероксиди. Озоніди.

**Гідроксиди елементів.** Властивості гідроксидів залежно від положення елементів у періодичній системі. Аналогія з відповідними оксидами. Основи, кислоти. Способи добування. Класифікація, властивості, номенклатура. Амфоліти. Способи добування. Властивості, номенклатура.

**Солі.** Класифікація, номенклатура. Отримання та властивості кислих та основних солей. Солеподібні бінарні сполуки. Галоген і тіоангідриди. Металіди (інтерметаліди).

**Координаційні (комплексні) сполуки.** Розвиток уявлень про координаційні сполуки. Теорія будови комплексних сполук А. Вернера. Комплексоутворювач, ліганди. Координаційне число та його просторова інтерпретація. Сучасні уявлення про будову комплексних сполук. Ізомерія, класифікація, номенклатура комплексних сполук.

## **Змістовий модуль 2**

### **Тема 4. Закономірності перебігу хімічних реакцій**

**Хімічна кінетика і хімічна рівновага.** Гомогенні та гетерогенні системи. Швидкість хімічних реакцій і фактори, що впливають на неї. Закон діючих мас. Молекулярність та порядок реакції. Закон Вант-Гоффа. Енергія активації. Шлях реакції. Ланцюгові реакції. Поняття про каталіз (гомогенний, гетерогенний). Ферментативний каталіз. Значення хімічної кінетики. Основні поняття й ознаки хімічної рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Значення хімічних рівноваг у природі.

**Енергетика хімічних процесів.** Енергетичний ефект хімічних реакцій. Тепловий ефект реакції. Ендотермічні та екзотермічні реакції. Внутрішня енергія системи, її зміна. Ентальпія (тепловміст, теплоємність) системи. Термохімічні рівняння, закон Гесса. Теплоти утворення речовин.

Стандартні теплоти утворення та теплові ефекти. Вільна енергія Гіббса. Перший закон термодинаміки. Ентропія – міра неупорядкованості системи. Другий закон термодинаміки. Можливість і напрям перебігу хімічних реакцій. Значення і застосування енергетики хімічних процесів.

### **Тема 5. Дисперсні системи. Розчини**

Поняття про **дисперсні системи**. Їх класифікація за ступенем дисперсності: грубодисперсні, граничнодисперсні (колоїдні), молекулярнодисперсні (істинні) системи.

**Розчини**. Концентрація розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.

**Фізичні властивості розчинів неелектролітів**. Закон Рауля. Ебуліоскопія та кріоскопія. Осмос. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа. Явище осмосу в природі. Осмос у системах організму людини.

**Істинні розчини**. Газоподібні, рідкі, тверді розчини. Причини утворення. Роль сольватації. Вплив на розчинність хімічної природи компонентів, агрегатного стану, температури, тиску. Застосування принципу Ле-Шательє. Закон Генрі-Дальтона.

**Хімічні властивості розчинів**. Поняття про електроліти. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації. Сольватація іонів. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Константа дисоціації. Дисоціація комплексних іонів, константа нестійкості. Закон розведення Оствальда. Властивості розчинів сильних електролітів. Активність, іонна сила розчину. Добуток розчинності. Іонний добуток води. Водневий показник.

**Протолітична теорія кислот і основ**. Буферні розчини. Індикатори. Природні буферні системи. Буферні системи людини.

**Реакції в розчинах електролітів**. Іонні рівняння. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.

### **Тема 6. Електрохімічні процеси**

Окисно-відновні реакції та рівноваги. Окислювальне число (ступінь окиснення). Класифікація окисно-відновних реакцій. Роль середовища у рівноважних окисно-відновних процесах. Стандартні окисно-відновні потенціали. Напрямок перебігу окисно-відновних процесів.

Рівновага метал-розчин електроліту. Стандартний електродний потенціал металу. Рівняння Нернста. Водневий електрод. Гальванічний елемент. Концентраційні елементи. Хімічні джерела струму.

Електроліз розчинів та розплавів. Закон Фарадея.

Корозія металів. Види корозії. Електрохімічна корозія. Способи боротьби з корозією металів (захист від корозії).

## **Змістовий модуль 3**

### **Тема 7. Хімія s-елементів**

**Гідроген**. Гідроген – перший елемент періодичної системи. Особливості будови атома. Ізотопи Гідрогену (Протій, Дейтерій, Тритій). Водень в природі. Його одержання та властивості. Гідриди з ковалентним та йонним типом зв'язку. Їх одержання та застосування. **Вода**. Будова

молекули і речовини. Діаграма стану. Аномальні властивості. Важка вода. Водопідготовка, водоочистка. Роль водню і води в природі і сільському господарстві.

**s-Елементи I групи.** Електронна будова, валентний стан лужних металів. Поширеність у природі, основні мінерали. Одержання металів, їх фізичні властивості та застосування. Сполуки лужних металів з неметалами (гідриди, нітриди, галогеніди, сульфід), їх одержання, властивості та застосування. Оксиди, пероксиди, надпероксиди, озоніди лужних металів. Гідроксиди лужних металів, їх одержання, властивості, застосування. Солі лужних металів, їх будова, властивості, застосування. Комплексоутворююча здатність катіонів лужних металів. Застосування сполук лужних металів. Йони натрію та калію в живих організма

**s-Елементи II групи.** Будова атома, валентність Берилію, Магнію та лужно-земельних металів. Берилій та магній: поширеність у природі, основні мінерали та одержання металів. Токсичність берилію та сполук Берилію. Фізичні властивості металів та їх застосування. Амфотерні властивості оксиду та гідроксиду берилію. Солі Берилію та Магнію. Берилати. Лужноземельні метали: поширеність у природі, основні мінерали та одержання металів. їх фізичні властивості та застосування. Хімічні властивості лужноземельних металів. Оксиди та гідроксиди. Галогеніди лужноземельних металів. Нітриди та карбіди. Гідриди. Комплексоутворююча здатність йонів лужноземельних металів. Твердість води (тимчасова та постійна) та методи її пом'якшення. Очистка води.

## **Тема 8. Хімія p-елементів**

**p-Елементи III групи.** Загальна характеристика групи. Бор. Поширеність, знаходження у природі, одержання, фізичні та хімічні властивості. Галій, індій, талій. Поширеність, знаходження в природі, одержання,

**p-Елементи IV групи.** Загальна характеристика групи. Карбон. Знаходження у природі, розповсюдженість в органічному та неорганічному світі. Особливість електронної будови атома карбону, що обумовлює здатність утворення зв'язків Карбон-Карбон різної кратності та зв'язків його з іншими елементами. Алотропія (алмаз, графіт, карбін). Аморфний вуглець. Хімічні властивості вуглецю. Силіцій, його поширеність. Роль Силіцію в будові земної кори. Основні силіцієві мінерали – кварц, силікати, алюмосилікати. Кристалічна будова кремнію. Одержання кремнію. Фізичні та хімічні властивості кремнію. Германій, станум, плумбум. Поширеність, знаходження у природі. Мінерали, одержання, фізичні властивості. Хімічні властивості елементів підгрупи Германію.

**p-Елементи V групи.** Загальна характеристика p-елементів V групи. Нітроген. Поширеність та кругообіг у природі. Добування азоту. Будова молекули азоту з позиції методу МО та ВЗ. Застосування та властивості азоту. Фосфор. Поширеність фосфору та форми Фосфору знаходження в природі. Алотропні відомості Фосфору, їх стабільність, будова. Фізичні та хімічні властивості фосфору, його застосування. Арсен, стибій, бісмут.

Загальна характеристика. Знаходження у природі. Добування простих речовин та їх фізичні властивості. Хімічні властивості елементів підгрупи Арсену.

***p*-Елементи VI групи** (халькогени). Підгрупа халькогенів. Поширеність та знаходження у природі (самородна сірка, сульфати, халькогеніди металів, органічні сульфуровмісні сполуки). Добування сірки, селену та телуру. Фізичні властивості та застосування халькогенів. Хімічні властивості халькогенів. Халькогеноводні. Халькогеноводневі кислоти та їх солі. Гідросульфідні та полісульфидні. Халькогеніди як відновники.

***p*-Елементи VII групи** (галогени). Поширеність у природі. Основні галогеновмісні мінерали. Одержання простих речовин, фізичні та токсикологічні властивості галогенів. Хімічні властивості галогенів. Галогеноводні, їх фізичні та хімічні властивості, одержання. Галогеноводневі кислоти та їх солі. Кисневі сполуки галогенів. Хлорна, бромна та йодна вода. Зміна характеру взаємодії галогенів з водою. Вплив концентрації водневих йонів на положення рівноваги реакції взаємодії галогенів з водою.

### **Тема 9. Хімія *d*- та *f*-елементів**

***d*-елементи I групи.** Підгрупа Купруму. Поширеність у природі, основні мінерали. Металургія міді, срібла та золота. Фізичні властивості металів. Сплави металів підгрупи Купруму. Хімічні властивості елементів підгрупи Купруму.

***d*-елементи II групи.** Підгрупа Цинку. Поширеність у природі, основні мінерали. Одержання кадмію, цинку та ртуті. Фізичні властивості металів та їх застосування. Хімічні властивості металів підгрупи Цинку.

***d*- та *f*-елементи III групи.** Рідкісноземельні елементи. Історія відкриття елементів. Поширеність оксидів Скандію, Ітрію та лантанодів у земній корі. Добування металів, їх фізичні властивості. Електронна будова атомів та її вплив на властивості лантанодів. Класифікація лантанодів. Явище *f*-стиску і його вплив на властивості. Хімічні властивості рідкісноземельних елементів. Актиноїди. Історія відкриття, та знаходження у земній корі. Найважливіші представники родини. Особливості будови електронних оболонок та ступенів окиснення лантанодів та актиноідів. Фізичні властивості металів, їх застосування. Хімічні властивості актиноідів.

***d*-елементи IV групи.** Загальна характеристика підгрупи Титану. Поширеність у природі та основні мінерали елементів підгрупи Титану. Одержання титану, цирконію та гафнію, їх очистка методом зонної плавки та йодидного рафінування. Хімічні властивості та застосування металічних титану, цирконію, гафнію та сплавів на їх основі.

***d*-елементи V групи.** Підгрупа Ванадію. Поширеність, знаходження у природі. "Розсіяність" ванадію. Мінерали ніобію та танталу. Одержання металів підгрупи ванадію, їх фізичні властивості та застосування. Сплави на основі металів підгрупи Ванадію. Хімічні властивості ванадію, ніобію, танталу.



**d-елементи VI групи.** Підгрупа Хрому. Будова атомів, валентні стани. Поширеність у природі елементів підгрупи Хрому. Мінерали Хрому, Молибдену та Вольфраму. Одержання металів, їх фізичні та хімічні властивості, застосування.

**d-елементи VII групи.** Підгрупа Мангану. Історія відкриття мангану, технецію, ренію. Поширеність в природі. Одержання простих речовин. Властивості та застосування металічного мангану та його ізотопів. Хімічні властивості елементів підгрупи Мангану.

**d-елементи VIII групи.** Родина Феруму. Поширеність у природі, основні мінерали. Добування заліза методом безпосереднього відновлення оксидів. Одержання кобальту та нікелю при переробці сульфідних руд. Фізичні властивості та застосування металів родини Феруму. Валентні стани Феруму, Кобальту та Ніколу. Платинові метали. Поширеність та знаходження у природі. Відокремлення платиноїдів від інших металів. Фізичні властивості та використання. Хімічні властивості платиноїдів. Здатність до утворення комплексів.

Порівняння властивостей атомів, простих речовин, сполук елементів головних та побічних підгруп.

## СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

### *Основна*

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія / Н. В. Романова – К.: Перун, 1998. – 480 с.
2. Григор'єва В. В. Загальна хімія: Підруч. для студ. нехім. спец. вищ. навч. закладів / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
3. Мустяца О.Н., Янкович В.М. Загальна хімія. - К., Арістей, 2007. - 275 с.
4. Луцевич Д.Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії. – К.: Вища шк., 1997. – 240 с.
5. Глінка М. Л. Загальна хімія / М. Л. Глінка – К.: Вища школа, 1982. – 608 с.
6. Каличак Я. М. Хімія. Задачі, вправи, тести: Навчальний посібник / Я. М. Каличак, В. В. Кінжибало, Б. Я. Котур та ін. – Львів: Світ, 2001. – 176 с.

### *Додаткова*

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. 4-е изд., испр. / Н. С. Ахметов – М.: Высш. школа, Изд. центр "Академия", 2001. – 743 с.
2. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Т. 1 / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов – К.: Педагогічна преса, 2002. – 520 с.
3. Романцева Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 288 с.
4. Глінка М. Л. Задачі та вправи з загальної хімії / Глінка М. Л. – К.: Вища школа, 1986. – 272 с.

# МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

## ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1

### Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Стехіометричні розрахунки

#### Питання для самопідготовки

1. Основні положення атомно-молекулярної теорії. 2. Карбонатна шкала атомних мас. Відносна атомна та молекулярна маси. 3. Моль, молярна маса. Зв'язок між молярною та молекулярною масами. 4. Закон кратних відношень (проілюструвати на прикладі нітроген оксидів). 5. Закон сталості складу. Бертоліди, дальтоніди. 6. Еквівалент. Закон еквівалентів. 7. Фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента. 8. Правила визначення еквівалентної маси складних речовин. 9. Нормальні та стандартні умови. Закон Авогадро, стала Авогадро, молярний об'єм. 10. Ідеальний газ. Закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака та Шарля. 11. Універсальна газова стала. Закон Менделєєва-Клапейрона. 12. Атомна теплоємність. Правило Дюлонга-Пті. 13. Відносні густини газів. 14. Тиск газової суміші. Парціальні тиски. Реальні гази. 15. Міжнародна система одиниць СІ.

#### Задачі для самостійного розв'язування

1. Яка валентність Мангану в калій перманганаті  $\text{KMnO}_4$ ?
2. Де міститься більше атомів в: 1 г заліза чи в 1 г сірки? Навести необхідні розрахунки.
3. Яка кількість речовини (моль) та скільки молекул міститься в 7 г азоту? Який об'єм займають 7 г азоту за н.у.?
4. Яка кількість речовини (моль)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься в 392 г кислоти.
5. Вказати масу (г) 5 моль сульфатної кислоти.
6. Скільки літрів водню прореагує з 3 літрами кисню при утворенні води (н.у.)?
7. Яка маса в грамах  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул вуглекислого газу (н.у.)?
8. Знайти формулу кристалогідрату барій хлориду, знаючи, що 36,6 г солі при прожарюванні втрачає в масі 5,4 г. Подайте відповідь як кількість молекул води, що входить до складу кристалогідрату.
9. Визначити вміст  $\text{P}_2\text{O}_5$  (у %) в калій гідрогенфосфаті. Відповідь подати з точністю до десятих.
10. На відновлення 1,82 г оксиду металу витратили 883 мл водню (н.у.), виміряних за нормальних умов. Розрахувати молярну масу еквівалента металу. Відповідь подати з точністю до цілих.
11. У скільки разів збільшився б об'єм води, якби вона перетворилась у водяну пару за нормальних умов? Вказати відносну молекулярну масу газу, густина якого за киснем дорівнює 1,5 (н.у.).
12. Густина за повітрям газоподібної сполуки Силіцію з гідрогеном дорівнює 4,22. Знайдіть її формулу, якщо ця сполука містить 91,77 % Силіцію.

13. При деякій температурі густина парів сірки за азотом дорівнює 9,14. Із скількох атомів складається молекула сірки при цій температурі? Відповідь подати з точністю до цілих.
14. На нейтралізацію 2,45 г кислоти йде 2,00 г натрій гідроксиду. Визначити молярну масу еквівалента кислоти. Відповідь подати з точністю до цілих.
15. Обчисліть молярну масу газу, 6 г якого займає об'єм 7 л за температури 477 0С і тиску 83,1 кПа ( $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль К})$ ).
16. В закритій посудині об'ємом 0,6 м<sup>3</sup> міститься при 0°С суміш 0,2 кг CO<sub>2</sub> і 0,15 кг CH<sub>4</sub>. Визначити загальний тиск суміші і парціальний тиск кожного з газів (в Па).
17. Бертолетова сіль при нагріванні розкладається з утворенням KCl і O<sub>2</sub>. Із 5 г цієї солі було одержано 0,7 л кисню, об'єм якого виміряно при 20°С і тиску 111900 Па. Визначити масову частку (у %) домішок в калій хлораті з точністю до десятих.
18. Під час обробки розчином натрій гідроксиду 3,90 г суміші алюмінію з його оксидом виділилось 840 мл газу, виміряного за нормальних умов. Визначити масову частку алюміній оксиду (у %) у вихідній суміші. Відповідь подати з точністю до десятих.
19. Відповідно до рівняння згоряння етану:  $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  розрахувати, кількості речовин, об'єми (н.у.) та маси етану та кисню, якщо внаслідок реакції утворилося 2,8 л вуглекислого газу.

### Приклади розв'язування типових задач

#### **Приклад 1.**

Обчислити масові частки елементів в сульфур (VI) оксиді.

#### **Розв'язок.**

В сульфур (VI) оксиді на 1 моль молекул SO<sub>3</sub> припадає 1 моль атомів S і 3 моль атомів O. Їх молярні маси дорівнюють:

$$M(\text{SO}_3) = 32 + 16 \cdot 3 = 80 \text{ (г/моль)},$$

$$A(\text{S}) = 32 \text{ г/моль},$$

$$A(\text{O}) = 16 \text{ г/моль},$$

де  $A$  – молярна маса атомів.

Для визначення масової частки елемента потрібно молярну масу атомів елемента з врахуванням кількості атомів поділити на відповідну молярну масу сполуки:

$$\omega(\text{S}) = \frac{A(\text{S})}{M(\text{SO}_3)} = \frac{32}{80} = 0,4 \text{ мас. частки, або } 40 \%;$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{3A(\text{O})}{M(\text{SO}_3)} = \frac{3 \cdot 16}{80} = 0,6 \text{ мас. частки, або } 60 \%.$$

#### **Приклад 2.**

Яка маса (в грамах)  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул хлору (н. у.)?

### **Розв'язок.**

Складаються пропорції між величинами, які відносяться до одного моля речовини, та величинами, вказаними в умові задачі:

$$\begin{aligned} 1 \text{ моль } \text{Cl}_2 &- 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} - 71 \text{ г/моль}, \\ &3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул} - x \text{ г}, \end{aligned}$$

$$x(\text{Cl}_2) = \frac{3,01 \cdot 10^{23} \cdot 71}{6,02 \cdot 10^{23}} = 35,5 \text{ (г)}.$$

### **Приклад 3.**

Який об'єм (мл) займуть при н.у. 120 мл азоту, зібраного над водою при 20 °С і тиску 100 кПа (750 мм. рт. ст.)? Тиск насиченої пари води при 20 °С рівний 2,3 кПа.

### **Розв'язок.**

Парціальний тиск азоту рівний різниці загального і парціального тиску води:

$$p_{\text{N}_2} = P - p_{\text{H}_2\text{O}} = 100 - 2,3 = 97,7 \text{ (кПа)}.$$

Позначивши шуканий об'єм через  $V_0$  і користуючись об'єднаним рівнянням законів Бойля-Маріота і Гей-Люссака, знаходимо:

$$V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{97,7 \cdot 120 \cdot 273}{273 \cdot 101,3} = 108 \text{ (мл)}.$$

### **Приклад 4.**

Вирахувати молярну масу газу, якщо відомо, що 200 см<sup>3</sup> його при температурі 17 °С та тиску 78 кПа, мають масу 0,125 г? Відповідь подати з точністю до сотих.

### **Розв'язок.**

Розв'язок проводиться за рівнянням Менделєєва-Клапейрона. В рівняння підставляємо значення відповідних величин з умови задачі, попередньо перевіривши їх в систему СІ, окрім маси (маса підставляється в грамах, щоб молярну масу одержати в грамах на моль):

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,125 \cdot 8,314 \cdot 290}{7,8 \cdot 10^4 \cdot 2 \cdot 10^{-4}} = 19,32 \text{ (г/моль)},$$

де  $T = 17 + 273 \text{ К} = 290 \text{ К}$ ;  $P = 78 \cdot 10^3 \text{ Па}$ ;  $V = 200 \text{ см}^3 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ ,

$$[M] = \left[ \frac{\text{г} \cdot \text{Дж} \cdot \text{К}}{\text{Па} \cdot \text{моль} \cdot \text{К} \cdot \text{м}^3} \right] = \left[ \frac{\text{г}}{\text{моль}} \right]; \text{ Па} = \frac{\text{Н}}{\text{м}^2} = \frac{\text{Дж}}{\text{м} \cdot \text{м}^2}.$$

### **Приклад 5.**

Яка маса (в грамах, з точністю до сотих) 1 л (н.у.) водяної пари при 160 °С та 2026 кПа?

### **Розв'язок.**

Задачу можна розв'язувати двома способами: а) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона і б) через мольний об'єм газів.

а) Цей спосіб детально описаний у попередній задачі:



### Приклад 7.

Із 5,7 г сульфату металу одержано 2,6 г його гідроксиду. Розрахувати еквівалентні маси металу і гідроксиду.

#### Розв'язок.

Еквівалентні маси сульфату і гідроксиду металу можна виразити як:

$$E(\text{солі}) = E(\text{металу}) + E(\text{SO}_4^{2-}), E(\text{гідроксиду}) = E(\text{металу}) + E(\text{OH}^-).$$

Згідно закону еквівалентів:

$$\frac{E_{Me} + E_{\text{SO}_4^{2-}}}{E_{Me} + E_{\text{OH}^-}} = \frac{m_{\text{солі}}}{m_{\text{гідроксиду}}}.$$

Розраховуємо  $E(\text{SO}_4^{2-})$  та  $E(\text{OH}^-)$ :

$$E_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{32 + 64}{2} = 48 \text{ (г/моль-екв)}, E_{\text{OH}^-} = \frac{16 + 1}{1} = 17 \text{ (г/моль-екв)}.$$

Підставляємо відомі значення і розв'язуємо рівняння :

$$\frac{E_{Me} + 48}{E_{Me} + 17} = \frac{5,7}{2,6},$$

$$5,7 \cdot (E_{Me} + 17) = 2,6(E_{Me} + 48)$$

$$E_{Me} = 9.$$

Далі знаходимо еквівалентну масу гідроксиду:

$$E(\text{гідроксиду}) = E(\text{металу}) + E(\text{OH}^-) = 9 + 17 = 26 \text{ (г/моль-екв)}.$$

### Приклад 8.

Газ, молекула якого містить 82,35 % Нітрогену і 17,65 % Гідрогену, має густину за повітрям 0,59. Вивести формулу речовини і вказати загальну кількість атомів у молекулі цього газу.

#### Розв'язок.

Нехай маса  $N_xH_y$  рівна 100 г, тоді  $m(N)=82,35$  г,  $m(H)=17,65$  г. На початку можна знайти найпростішу формулу шуканої речовини  $N_xH_y$ , визначивши атомне співвідношення усіх компонентів для отримання цілочисельних індексів у формулі:

$$x : y = \frac{m_N}{A_N} : \frac{m_H}{A_H} = \frac{82,35}{14} : \frac{17,65}{1} = 5,88 : 17,65 = 1 : 3.$$

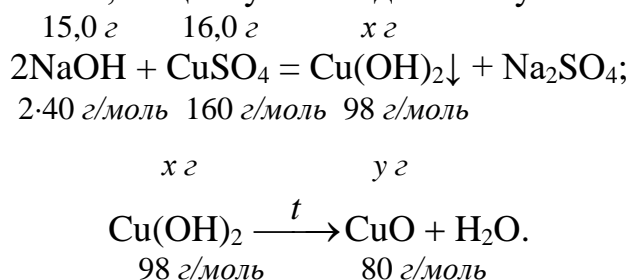
Відповідно до отриманого результату сполуки мала б мати формулу  $NH_3$  і її молярна маса мала б бути наступною:  $M(NH_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$  (г/моль). Оскільки в умові задачі приведена густина пари цього газу за повітрям, то можна знайти її реальну молярну масу:  $M(N_xH_y) = D_{H_2}(N_xH_y) \cdot M(\text{повітря}) = 0,59 \cdot 29 = 17,11$  (г/моль). Порівняння експериментально визначеної молярної маси (17,11 г/моль) з молярною масою, яка відповідає найпростішій формулі (17 г/моль) показує що реальна формула буде аналогічна:  $NH_3$ ;  $x=1$ ,  $y=3$ , а загальна кількість атомів складає 4.

### Приклад 9.

До розчину, який містить 15 г натрій гідроксиду додали 16 г купрум (II) сульфату. Осад відфільтрували і прожарили. Обчислити масу твердого залишку.

### Розв'язок.

Будь-яку задачу в якій потрібно проводити визначення маси (об'єму газу, кількості моль) однієї з речовин, які вступають в реакцію, або утворюються в результаті реакції слід починати з написання та урівнювання відповідного рівняння реакції. Далі над речовинами, про які згадуються в умові задачі, розставляють значення їх мас (об'ємів газів, кількостей молей), а під ними відповідні значення молярних мас (молярного об'єму газу) з врахуванням коефіцієнтів рівняння хімічної реакції, або самі коефіцієнти з рівняння реакції, які вказують на молярне співвідношення речовин, якщо в умові задачі вказуються кількості моль:



Якщо була б відома маса лише однієї з вихідних речовин, то для розв'язку задачі було б достатньо лише скласти пропорцію. Якщо ж вказані кількості декількох вихідних речовин, то спочатку потрібно визначити котра з них є в недостатчі і лише за нею складати пропорцію для отримання кількості продукту. Для цього потрібно маси поділити на відповідні молярні маси з врахуванням коефіцієнтів реакції.

$$\begin{aligned} \nu(\text{NaOH}) &= \frac{15,0}{40} = 0,375 \text{ (моль)}, \\ \nu(\text{CuSO}_4) &= \frac{16,0}{160} = 0,1 \text{ (моль)}. \end{aligned}$$

$\nu(\text{NaOH}) : \nu(\text{CuSO}_4) = 0,375 : 0,1$  – за умовою задачі;  $\nu(\text{NaOH}) : \nu(\text{CuSO}_4) = 2 : 1$  – за рівнянням реакції. Отже в недостатчі є натрій гідроксид і розрахунок маси купрум(II) гідроксиду слід проводити власне за ним, Так як повністю провзаємодіє натрій гідроксид, а частина купрум(II) сульфату залишиться непрореагованою. Для остаточного розв'язку задачі залишилось лише скласти пропорцію за рівняннями хімічних реакцій:

$$\begin{aligned} m(\text{Cu(OH)}_2) = x &= \frac{98 \cdot 15}{2 \cdot 40} = 18,375 \text{ (г)}. \\ m(\text{CuO}) = y &= \frac{80 \cdot 18,375}{98} = 15 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

### Приклад 10.

Газову суміш приготовано з 2 л  $\text{H}_2$  ( $P = 93,3$  кПа) та 5 л  $\text{CH}_4$  ( $P = 112$  кПа). Об'єм суміші становить 7 л. Знайти парціальні тиски газів ( $p_{\text{H}_2}$ ,  $p_{\text{CH}_4}$ ) та загальний тиск суміші (з точністю до десятих).

### **Розв'язок.**

Задачі в котрих потрібно визначати тиск сумішей газів, котрі не вступають між собою в хімічні реакції вирішуються за законом парціальних тисків. Виходячи з визначення парціального тиску, можемо визначити який тиск створюватимуть водень та метан займаючи об'єм 7 л. Для цього використовуємо закон Бойля-Маріотта:  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ .

$$p_{(H_2)} \cdot V_{(суміші)} = P_{(H_2)} \cdot V_{(H_2)} \Rightarrow p_{(H_2)} = \frac{P_{(H_2)} \cdot V_{(H_2)}}{V_{(суміші)}} = \frac{93,3 \cdot 2}{7} = 26,7 \text{ (кПа)}.$$

Аналогічно для метану:

$$p_{(CH_4)} = \frac{P_{(CH_4)} \cdot V_{(CH_4)}}{V_{(суміші)}} = \frac{112 \cdot 5}{7} = 80,0 \text{ (кПа)}.$$

$$P_{(суміші)} = p_{(H_2)} + p_{(CH_4)} = 26,7 + 80,0 = 106,7 \text{ (кПа)}.$$

Варто зазначити, що при утворенні суміші газів, коли об'єм суміші газів дорівнює сумі вихідних об'ємів газів, тиск суміші повинен бути усередненим між тисками вихідних газів, що можна використовувати для самоконтролю:

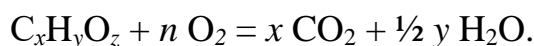
$$P_{(H_2)} < P_{(суміші)} < P_{(CH_4)}.$$

### **Приклад 11.**

При спалюванні 4,6 г деякої органічної речовини утворилось 8,8 г карбон(IV) оксиду та 5,4 г води. Густина парів цієї речовини за воднем дорівнює 23. Встановити істинну формулу речовини.

### **Розв'язок.**

Молекулярну формулу можна вивести за допомогою рівняння хімічної реакції:

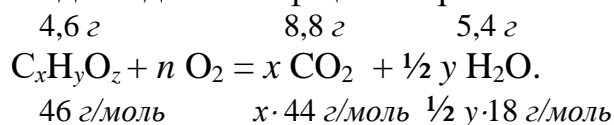


Невідома речовина точно міститиме Карбон і Гідроген, які після спалювання ввійшли до складу карбон(IV) оксиду та води, а от Оксиген до складу невідомої речовини може входити, а може і не входити. Знаючи значення відносної густини невідомої речовини за воднем знаходимо її молярну масу:

$$D_{H_2}(C_xH_yO_z) = \frac{M(C_xH_yO_z)}{M(H_2)} \Rightarrow$$

$$M(C_xH_yO_z) = M(H_2) \cdot D_{H_2}(C_xH_yO_z) = 2 \cdot 23 = 46 \text{ (г/моль)}.$$

Оскільки ми знаємо маси і молярні маси невідомої речовини, карбон(IV) оксиду та води, то можемо підставити їх в рівняння хімічної реакції з врахуванням відповідних коефіцієнтів рівняння:



Звідси можна безпосередньо визначити кількості атомів Карбону ( $x$ ) та Гідрогену ( $y$ ), які входять до складу невідомої речовини:



$$\frac{4,6}{46} = \frac{8,8}{44 \cdot x} \Rightarrow x = \frac{46 \cdot 8,8}{4,6 \cdot 44} = 2,$$

$$\frac{4,6}{46} = \frac{5,4}{\frac{1}{2}y \cdot 18} \Rightarrow y = \frac{46 \cdot 5,4 \cdot 2}{4,6 \cdot 18} = 6.$$

Останній крок, це перевірка речовини на наявність Оксигену. Для цього потрібно порівняти реальну молярну масу невідомої речовини, визначену за відносною густиною за воднем з молярною масою речовини з визначеним вмістом Карбону та Гідрогену:

$$M(C_2H_6) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ (г/моль)},$$

$$\Delta M = M(C_xH_yO_z) - M(C_2H_6) = 46 - 30 = 16 \text{ (г/моль)}.$$

Отже до складу невідомої речовини входить один атом Оксигену і реальна формула невідомої речовини буде наступна:  $C_2H_6O$ .

Цю задачу можна розв'язати й *іншим способом*. Спочатку за кількістю карбон(IV) оксиду та води потрібно визначити яка маса Карбону та Гідрогену входить до складу невідомої речовини:

8,8 г		x г		5,4 г		y г
CO <sub>2</sub>	–	C ;		H <sub>2</sub> O	–	2H ;
44 г/моль		12 г/моль		18 г/моль		2 г/моль

$$x(m(C)) = \frac{12 \cdot 8,8}{44} = 2,4 \text{ (г)},$$

$$y(m(H)) = \frac{2 \cdot 5,4}{18} = 0,6 \text{ (г)}.$$

Маючи маси Карбону та Гідрогену можна перевірити чи входить до складу сполуки Оксиген і якщо входить, то скільки:

$$m(O) = m(C_xH_yO_z) - (m(C) + m(H)) = 4,6 - (2,4 + 0,6) = 1,6 \text{ (г)}.$$

Тепер, знаючи маси усіх елементів, можна розрахувати мольне співвідношення елементів в формулі невідомої речовини:

$$C : H : O = x : y : z = \frac{m_C}{A_C} : \frac{m_H}{A_H} : \frac{m_O}{A_O} = \frac{2,4}{12} : \frac{0,6}{1} : \frac{1,6}{16} = 2 : 6 : 1.$$

Останній крок, це звірка молярних мас для теоретично виведеної формули, та визначеної експериментально:

$$M(C_2H_6O) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16 = 46 \text{ (г/моль)},$$

що співпадає з експериментально визначеною молярною масою, визначеною за відносною густиною парів.

## Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки

### Питання для самопідготовки

1. Способи класифікації неорганічних сполук. 2. Оксиди: класифікація, номенклатура, графічні формули, способи одержання. 3. Хімічні властивості оксидів. 4. Основи: класифікація, номенклатура, графічні формули, способи одержання. 5. Хімічні властивості основ. 6. Визначення поняття кислоти за різними теоріями. Зв'язок назви кислоти

зі ступенем окиснення основного компонента. 7. Класифікація, графічні формули, способи одержання, та хімічні властивості кислот. 8. Амфотерні гідроксиди. 9. Солі: середні, основні, кислі, подвійні та змішані. Номенклатура та графічні формули. 10. Способи одержання середніх солей (не менше 6 способів). Хімічні властивості солей. 11. Координаційні (комплексні) сполуки: комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішня та зовнішня координаційні сфери. 12. Типи лігандів. Номенклатура комплексних сполук. 13. Ізомерія комплексних сполук. 14. Дисоціація в водних розчинах, стійкість. Константа нестійкості. 15. Подвійні солі. Кристалогідрати.

**Задачі та вправи для самостійного розв'язування:**

1. До якого класу і типу хімічних сполук відноситься  $\text{H}_2\text{S}$ ?

- Відповіді:*
- |                       |                         |
|-----------------------|-------------------------|
| 1) оксид основний;    | 6) кислота кисневмісна; |
| 2) оксид кислотний;   | 7) кислота безкиснева;  |
| 3) оксид амфотерний;  | 8) сіль середня;        |
| 4) основа розчинна;   | 9) сіль кисла;          |
| 5) основа нерозчинна; | 10) сіль основна.       |

Написати рівняння реакцій одержання цієї сполуки.

2. Яка взаємодія характерна для алюміній оксиду  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

- Відповіді:*
- |                |             |
|----------------|-------------|
| 1) з кислотою; | 2) з лугом. |
|----------------|-------------|

Написати відповідні рівняння реакцій.

3. Якими основою і кислотою утворений натрій сульфід?

- Відповіді:*
- |  |
|--|
| 1) сильною основою і сильною кислотою;   |
| 2) сильною основою і слабкою кислотою;   |
| 3) слабкою основою і сильною кислотою;   |
| 4) сильною основою і середньою кислотою; |
| 5) слабкою основою і слабкою кислотою.   |

Написати рівняння реакцій одержання цієї сполуки.

4. З перелічених сполук вибрати та назвати: а) кислоти, б) основи, в) солі:

- |                               |                                   |
|-------------------------------|-----------------------------------|
| 1) $\text{LiOH}$ ;            | 7) $\text{HMnO}_4$ ;              |
| 2) $\text{HNO}_2$ ;           | 8) $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;      |
| 3) $\text{La}(\text{OH})_3$ ; | 9) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ; |
| 4) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ; | 10) $\text{HBr}$ ;                |
| 5) $\text{NaHCO}_3$ ;         | 11) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ;  |
| 6) $\text{HClO}$ ;            | 12) $\text{KNaSO}_4$ .            |

5. Які з перелічених сполук належать до пероксидів:

- |                              |                             |
|------------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Na}_2\text{O}$ ;   | 7) $\text{P}_2\text{O}_6$ ; |
| 2) $\text{Na}_2\text{O}_2$ ; | 8) $\text{P}_2\text{O}_5$ ; |
| 3) $\text{CaO}_2$ ;          | 9) $\text{SO}_3$ ;          |
| 4) $\text{Cu}_2\text{O}$ ;   | 10) $\text{MnO}_2$ ;        |
| 5) $\text{CuO}$ ;            | 11) $\text{ZnO}$ ;          |
| 6) $\text{CrO}_3$ ;          | 12) $\text{SiO}_2$ .        |

Назвати їх.

6. Яка сіль утвориться, якщо змішувати однакові об'єми амоніаку і сірководню? Вказати її відносну молекулярну масу.
7. Яка основність кислоти  $H_3PO_3$ , якщо на нейтралізацію 0,1 моль її витрачається 0,2 моль  $NaOH$ ?
8. Скільки моль  $Ca(OH)_2$  треба витратити на нейтралізацію 0,3 моль нітратної кислоти.
9. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії розчину, який містить 9,8 г ортофосфатної кислоти з 4 г натрій гідроксиду.
10. При взаємодії чистого кристалогідрату натрій броміду масою 1,39 г з надлишком розчину аргентум(І) нітрату одержано 1,88 г осаду. Вивести формулу кристалогідрату натрій броміду. Вказати молярну масу кристалогідрату.
11. Записати рівняння реакцій таких перетворень:  
 $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$ .
12. Записати рівняння реакцій таких перетворень:  
 $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P_4 \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ .
13. Записати рівняння реакцій таких перетворень:  
 $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2$ .
14. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини  $\Gamma$ :  
 $Na \xrightarrow{H_2O} A(m.) \xrightarrow{HCl} B(m.) \xrightarrow{H_2SO_4} B(z.) \xrightarrow{NH_3} \Gamma(z.)$ .
15. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини  $\Gamma$ :  
 $Al \xrightarrow{Cl_2} A(m.) \xrightarrow{NaOH} B(осад) \xrightarrow{t^\circ} B(m.) \xrightarrow{t^\circ, Na_2CO_3} \Gamma(m.)$ .
16. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини  $\Gamma$ :  
 $Fe_2O_3 \xrightarrow{HCl} A(m.) \xrightarrow{NaOH} B(осад) \xrightarrow{t^\circ} B(m.) \xrightarrow{H_2CO_3} \Gamma(m.)$ .
17. Здійснити перетворення та вказати молярну масу речовини  $\Gamma$ :  
 $KClO_3 \xrightarrow{t^\circ, MnO_2} A(z.) \xrightarrow{t^\circ, H_2} B(p.) \xrightarrow{SO_3} B(p.) \xrightarrow{Zn} \Gamma(m.)$ .
18. Написати назви комплексних сполук  $Na_3[Fe(CN)_6]$ ,  $K_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$ . Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача.
19. Визначити заряди і тип комплексних іонів:  $[Cu(NH_3)_4]^x$ ,  $[CrCl_6]^x$ ,  $[Cr(H_2O)_3Cl_3]^x$ .
20. Написати формули комплексних сполук: диакватетраамінікель(II) нітрату, гідроген гептахлоровольфрамату(VI), калій діамінтетраціанатохромат(III). Вказати заряди комплексних іонів та кількість усіх атомів в сполуках.
21. Координаційне число комплексоутворювача – Платини(II) дорівнює чотирьом. Написати координаційну формули сполуки  $PtCl_2 \cdot 4NH_3$ . Відповідь подати кількістю іонів у зовнішній координаційній сфері.
22. Записати у вигляді комплексних солей наступні сполуки:  $2KCl \cdot PtCl_4$ ;  $AlF_3 \cdot 3NaF$ ;  $3KNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$ . Вказати комплексоутворювач і ліганди.
22. Порахувати ступінь окиснення комплексоутворювача у сполуках:  $[Pt(NH_3)_5Br](NO_3)_3$ ;  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ ;  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

24. Написати рівняння дисоціації та вираз константи нестійкості для сполук: а)  $K_2[HgI_4]$ , б)  $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ , в)  $Na_3[Fe(CN)_3(NO_2)_3]$ ,  $[Cu(NH_3)_6]SO_4$ .
25. Закінчити рівняння утворення комплексних сполук, вказати комплексоутворювач, його координаційне число, ліганди:  
а)  $3KCN + Cr(CN)_3 =$  ; б)  $CuCl_2 + 2HCl =$  ; в)  $CoCl_3 + 4NH_3 + H_2O =$  .
26. Розрахувати концентрацію іонів Аргентуму в 0,1 М розчині  $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ .
27. Розрахувати концентрацію іонів Меркурію в 0,1 М розчині  $K_2[HgCl_4]$ .

### Приклади розв'язування задач

#### Приклад 1.

Навести рівняння реакцій таких перетворень:  
 $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$ . Вказати молярну масу солі натрію, що утворюється на третій стадії процесу.

#### Розв'язок.

Для написання таких схем перетворень потрібно знати властивості як певних класів речовин так і конкретних сполук. Зокрема, необхідно враховувати активність металів і неметалів, силу утворюваних ними кислот чи основ, розчинності солей і т.п. У кожному випадку перетворення можна здійснювати декількома шляхами, так як вказані лише продукти реакцій.

В даному випадку рівняння можуть бути такими:

- 1) нагрівання на повітрі або в чистому кисні переводять вільну мідь в оксид:  $2Cu + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO$  ;
- 2) взаємодія оксиду з сульфатною кислотою призводить до утворення купрум(II) сульфату:  $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$  ;
- 3) під час дії лугу на розчин купрум(II) сульфату в осад випадає слабка важкорозчинна основа – купрум(II) гідроксид:  
 $CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$  ;
- 4) купрум(II) гідроксид при нагріванні розкладається:  
 $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O \uparrow$  ;
- 5) відновити вільну мідь з її оксиду можна дією водню під час нагрівання:  
 $CuO + H_2 \xrightarrow{t^\circ} Cu + H_2O \uparrow$  .

Часто у відповіді необхідно вказати молярну масу кінцевого або проміжного продукту, на який часто вказують додаткові характеристики – “газ”, “осад”, “т” (тверда речовина), тощо.

В даному випадку шуканою сіллю є натрій сульфат. Її молярна маса становить:  $M(Na_2SO_4) = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142$  (г/моль).

#### Приклад 2.

Здійснити перетворення:

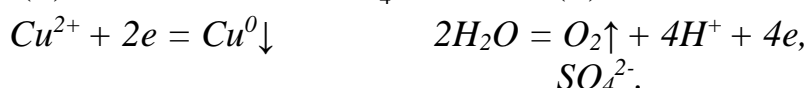
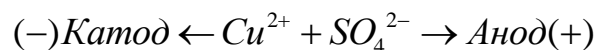
$Cu \xrightarrow{t^\circ, Cl_2} A \xrightarrow{NaOH} B(\text{осад}) \xrightarrow{H_2SO_4} B(p.) \xrightarrow{\text{електроліз}} G(t.)$ . Вказати молярну масу речовини G.

### Розв'язок.

Для даних перетворень вказані реагуючі речовини та є коментарі щодо умов взаємодії.

Тобто реакції мусять бути конкретними:

- 1) мідь при попередньому нагріванні в середовищі хлору загоряється:  $Cu + Cl_2 \xrightarrow{t^o} CuCl_2$ ;
- 2) при дії лугу на розчин купрум(II) хлориду в осад випадає слабка важкорозчинна основа – купрум(II) гідроксид:  
 $CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$ ;
- 3) взаємодія купрум(II) гідроксиду з сульфатною кислотою призводить до утворення купрум(II) сульфату:  
 $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$ ;
- 4) при електролізі водного розчину купрум(II) сульфату (анод інертний) на катоді утворюється вільна мідь, на аноді виділяється кисень, а в анодному просторі нагромаджуються іони  $H^+$ :



Речовиною  $\Gamma$  в даному випадку є мідь. Молярна маса міді становить:  $M(Cu) = 63,5$  (г/моль).

### Приклад 3.

Знайти масову частку солі (у %, з т. до десятих) у розчині, отриманому після пропускання 11,2 л  $CO_2$  через 315 мл 6 %-го розчину їдкого натру ( $\rho = 1,06$ ).

### Розв'язок.

При взаємодії вуглекислого газу з натрій гідроксидом можливе утворення 2-х типів солей:



За співвідношення чисел молів газу до лугу 1:1 (1) утворюється кисла сіль, а за 1:2 (2) – середня сіль. Проміжні значення цього співвідношення призводить до утворення суміші обох солей. Знаходимо кількості речовин реагентів:

$$\nu(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_M} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль);}$$

$$\nu(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{m_{p-ny} \cdot \omega}{M(NaOH)} = \frac{\rho \cdot V_{p-ny} \cdot \omega}{M(NaOH)} = \frac{1,06 \cdot 315 \cdot 0,06}{40} = \\ = 0,5 \text{ (моль).}$$

За такого співвідношення (1:1) утворюється лише кисла сіль у кількості 0,5 моль. Її маса:  $m(NaHCO_3) = \nu(NaHCO_3) \cdot M(NaHCO_3) = 0,5 \cdot 84 = 42$  (г).

Маса розчину зросла за рахунок поглинання вуглекислого газу і становить:  $m(p-ну) = m(вих.p-ну) + m(\text{CO}_2) = \rho \cdot V(вих.p-ну) + \nu(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 315 \cdot 1,06 + 0,5 \cdot 44 = 356$  (г).

Тоді масова частка солі в кінцевому розчині:

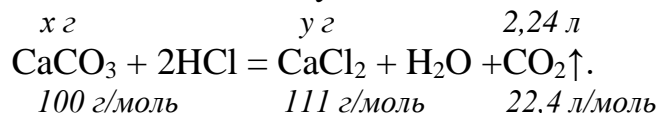
$$\omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{m(p-ну)} = \frac{42}{356} = 0,118 \text{ (або 11,8 \%)}.$$

#### Приклад 4.

Під час обробки 31 г суміші кальцій сульфату, кальцій карбонату та кальцій гідроксиду хлоридною кислотою отримано 2,24 л (н.у.) газу та 35,5 г твердого залишку. Знайти масу речовин (у грамах, з точністю до сотих) у вихідній суміші.

#### Розв'язок.

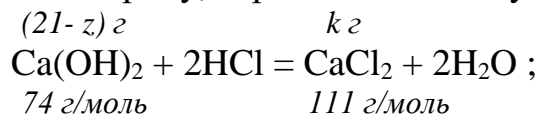
Серед вказаних речовин лише кальцій карбонат взаємодіє з хлоридною кислотою з виділенням газу:



За рівнянням реакції знаходимо масу  $\text{CaCO}_3$  ( $x$ ) та масу  $\text{CaCl}_2$  ( $y$ ):

$$x = m_1 = \frac{100 \cdot 2,24}{22,4} = 10 \text{ (г)}; \quad y = m_2 = \frac{111 \cdot 2,24}{22,4} = 11,1 \text{ (г)}.$$

Тоді маса суміші кальцій сульфату та кальцій гідроксиду складатиме:  $m_3 = 31 - 10 = 21$  (г). Позначивши масу  $\text{CaSO}_4$  через  $z$ , виражаємо масу кальцій хлориду, отриманого в наступній реакції ( $m_4$ ):



$$k = m_4 = \frac{111 \cdot (21-z)}{74}.$$

Тоді кінцева маса твердого залишку становитиме:  $35,5 = z + y + k = z + 11,1 + \frac{111 \cdot (21-z)}{74}$ ; звідси:  $z = 14,2$  г, а маса  $\text{Ca(OH)}_2$  становитиме  $m_5 =$

$$21 - z = 21 - 14,2 = 6,8 \text{ (г)}.$$

Отже маси речовин у вихідній суміші складають:

$$m(\text{CaSO}_4) = 14,2 \text{ (г)}; \quad m(\text{CaCO}_3) = 10 \text{ (г)}; \quad m(\text{Ca(OH)}_2) = 6,8 \text{ (г)}.$$

#### Приклад 5.

Визначити ступінь окиснення комплексоутворювача в таких комплексних сполуках:  $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{CNS})_3]$ ,  $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ ,  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{I}]_2$ .

#### Розв'язок.

Спочатку потрібно визначити заряд комплексних іонів знаючи заряди іонів, які входять до зовнішньої координаційної сфери:  $[\text{Pt}(\text{CN})_4\text{Cl}_2]^{2-}$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{CNS})_3]^0$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$ ,  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{I}]^{2+}$ .

Далі, для кожного з комплексних іонів можна скласти рівняння пам'ятаючи, що сума усіх ступенів окиснення має дорівнювати заряду комплексного іона:

Ступінь окиснення Платини:

$$x + 4 \cdot (-1) + 2 \cdot (-1) = -2$$
$$x = +6.$$

Ступінь окиснення Хрому:

$$x + 3 \cdot 0 + 3 \cdot (-1) = 0$$
$$x = +3.$$

Ступінь окиснення Кобальту:

$$x + 2 \cdot 0 + 4 \cdot (-1) = -1$$
$$x = +3.$$

Ступінь окиснення Феруму:

$$x + 5 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) = +2$$
$$x = +3.$$

### Приклад 6.

Назвати комплексні сполуки та визначте координаційне число центрального атома:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$ ,  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ ,  $\text{Ca}_3[\text{Co}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]_2$ .

#### *Розв'язок.*

Назви комплексних сполук будуються так само, як і назви неорганічних сполук: спочатку називають катіон у називному відмінку, потім аніон із суфіксом *-ат* не залежно від того який з них комплексний, а який простий. Оскільки центральні атоми можуть мати різні ступені окиснення, то їх потрібно визначити щоб включити в назву сполуки:

Ступінь окиснення Цинку:

$$x + 3 \cdot 0 + (-1) = +1$$
$$x = +2.$$

Ступінь окиснення Ніколу:

$$x + 2 \cdot (-2) = -2$$
$$x = +2.$$

Ступінь окиснення Ауруму:

$$x + 4 \cdot (-1) = -1$$
$$x = +3.$$

Ступінь окиснення Кобальту:

$$(x + 3 \cdot (-2)) \cdot 2 = -6$$
$$x = +3.$$

Знаючи ступені окиснення усіх центральних атомів можна дати назви сполук: хлоротриамінцинк(II) хлорид, натрій дишавелатоніколат(II), гідроген тетрахлороаурат(III), кальцій дитіосульфатокобальтат(III).

Третя сполука належить до класу кислот а не солей, тому можна запропонувати назву на основі номенклатури кислот, в основі якої лежить назва аніона кислоти: тетрахлорауратна кислота.

Для визначення координаційного числа (КЧ) центральних атомів спочатку треба проаналізувати дентатність лігандів: з усіх лігандів, які

містяться в складі запропонованих комплексних сполук, **щавелат-** та тіосульфат-іони є дводентатними і тому КЧ Ніколу та Кобальту дорівнювати 4 та 6 відповідно. Координатні числа решти центральних атомів будуть дорівнювати числу лігандів: КЧ (Zn) = 4, КЧ (Au) = 4.

### Приклад 7.

Написати формули таких комплексних сполук: 1) тетраамінкупрум(II) тетраціаноцинкат, 2) амоній дигідроксотетрахлороплатинат(IV), 3) калій гексаціанохромат(III), 4) карбонаттетраамінокобальт(III) сульфат, 5) тетраоддиамінопаладій.

#### Розв'язок.

Цей приклад є зворотнім до попереднього. Спочатку потрібно записати склад комплексного іону і потім, знаючи його заряд, визначити кількість іонів зовнішньої координаційної сфери.

Отже визначаємо заряди комплексних іонів та іонів зовнішньої координаційної сфери для усіх комплексних сполук:

	<i>Заряд комплексних іонів:</i>	<i>Заряд іонів зовнішньої координаційної сфери:</i>
1)	$1 \cdot (+2) + 0 \cdot 4 = +2;$	$1 \cdot (+2) + 4 \cdot (-1) = -2$
2)	$+1;$	$1 \cdot (+4) + 2 \cdot (-1) + 4 \cdot (-1) = -2$
3)	$+1;$	$1 \cdot (+3) + 6 \cdot (-1) = -3$
4)	$(+3) + 0 \cdot 4 + 1 \cdot (-2) = +1;$	$-2$
5)	$(+4) + 2 \cdot 0 + 4 \cdot (-1) = 0$	

Знаючи заряди усіх комплексних іонів та іонів зовнішньої координаційної сфери можна записати формули усіх комплексних сполук, пам'ятаючи що сумарний заряд молекули повинен дорівнювати нулю:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{Zn}(\text{CN})_4]$ ,  $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ ,  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]_2\text{SO}_4$ ,  $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2\text{I}_4]$ .

### Приклад 8.

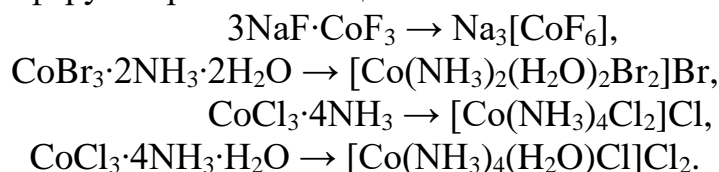
Координаційне число комплексоутворювача – кобальту(III) дорівнює шести. Написати координаційні формули таких сполук:  $3\text{NaF} \cdot \text{CoF}_3$ ,  $\text{CoBr}_3 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

#### Розв'язок.

Щоб записати подані речовини у вигляді комплексних солей, спочатку потрібно визначити дентатність запропонованих лігандів, оскільки без цієї інформації неможливо записати вірну кількість лігандів у внутрішню координаційну сферу навіть знаючи координаційне число центрального атома. Усі аніони та нейтральні молекули з умови задачі є монодентатними, тому кількість частинок (молекул та аніонів), які входять до складу комплексного іона, повинна дорівнювати шести. Якщо в сполуці кількість частинок, (окрім центрального атома кобальту) більше шести, то в першу чергу в склад комплексного іону потрібно вводити нейтральні молекули, а надлишкові аніони виводити поза межі



комплексу в зовнішню координаційну сферу, також в зовнішню координаційну сферу потрібно поміщати катіони:

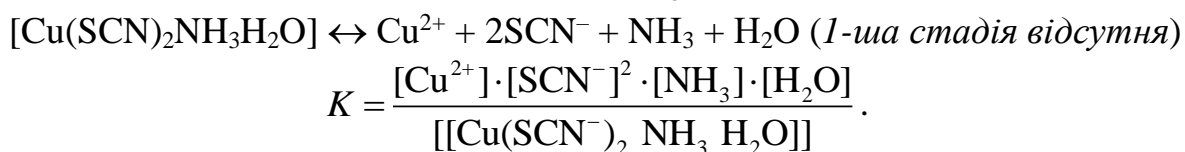
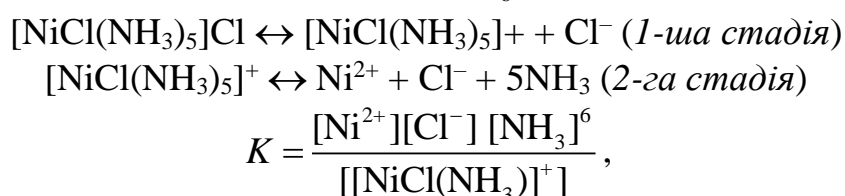
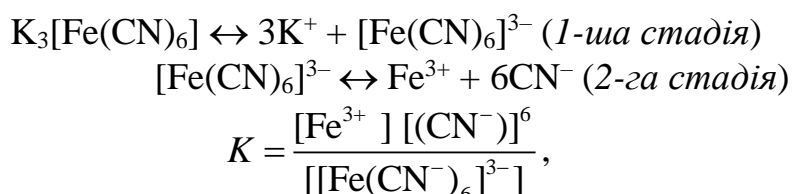


### Приклад 9.

Записати рівняння дисоціації таких сполук та вирази констант нестійкості відповідних комплексних іонів:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{NiCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}$ ,  $[\text{Cu}(\text{SCN})_2\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}]$ .

#### Розв'язок.

Комплексні солі як звичайні прості солі належать до сильних електролітів, тому в розчині вони дисоціюють практично повністю на іони зовнішньої координаційної сфери та комплексний іон (1-ша стадія дисоціації комплексних сполук). Згідно визначення комплексних сполук, комплексний іон може самостійно існувати в розчині, тому його дисоціація відбувається за схемою слабких електролітів ступінчасто, однак для запису виразу константи нестійкості комплексного іону рівняння дисоціації записують як одностадійний процес, а вираз константи записують згідно правил констант хімічної рівноваги, оскільки процес дисоціації є оборотнім і рівноважним:

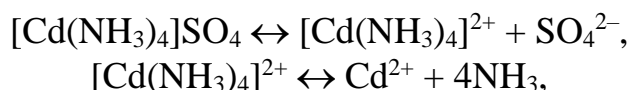


### Приклад 10.

Обчислити концентрацію іонів кадмію в 0,1М розчині тетраамінкадмій(II) сульфату, якщо константа нестійкості комплексного іона становить  $4 \cdot 10^{-6}$ .

#### Розв'язок.

В першу чергу необхідно записати рівняння дисоціації комплексного іону, щоб на його основі отримати вираз для константи нестійкості:



$$K = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}$$

Для розрахунку концентрації іонів Кадмію нам у виразі константи нестійкості бракує концентрації амоніаку. З рівняння дисоціації комплексного катіона можна побачити, що концентрація іонів Кадмію та молекул амоніаку знаходяться у співвідношенні 1:4, і якщо концентрацію іонів Кадмію прийняти рівною  $x$  моль/л, то концентрація амоніаку буде  $(4 \cdot x)$  (моль/л). Замість концентрації комплексного катіону ми можемо підставляти концентрацію комплексної сполуки, оскільки комплексні солі є сильними електролітами і по першій стадії дисоціюють повністю. Підставляємо ці значення а також значення константи нестійкості у вираз для константи нестійкості:

$$4 \cdot 10^{-6} = \frac{x \cdot (4 \cdot x)^4}{0,1} \Rightarrow x([\text{Cd}^{2+}]) = \sqrt[5]{\frac{4 \cdot 10^{-6} \cdot 0,1}{256}} = 0,017 \text{ (моль/л)}$$

### Приклад 11.

Розрахувати концентрацію іонів Кадмію в 0,1 М розчині  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ , який містить, крім того 6,5 (г/л) KCN.

#### Розв'язок.

Знаходимо з таблиці константу нестійкості ( $K_{\text{нест.}}$ ) комплексного іона

$$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}: K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^4}{[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}} = 7,8 \cdot 10^{-18}$$

Вторинна дисоціації комплексного іона відбувається за рівнянням:



У присутності надлишку іонів  $\text{CN}^-$ , що утворюються при дисоціації KCN (яку можна вважати повною), ця рівновага зміщена вліво настільки, що кількістю іонів  $\text{CN}^-$ , які утворилися при дисоціації комплексного іона, можна знехтувати. Тоді концентрація іонів  $\text{CN}^-$  дорівнює концентрації KCN. З такої ж причини концентрація може бути прирівнена до концентрації комплексної солі (0,1 моль/л). Тобто концентрації  $[\text{CN}^-] = 6,5/65 = 0,1$  (моль/л) (дорівнює загальній концентрації KCN) і  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = 6,5/65 = 0,1$  (моль/л) (дорівнює загальній концентрації комплексної солі).

Підставляємо дані у вираз константи нестійкості та знаходимо концентрацію іонів Кадмію:

$$[\text{Cd}^{2+}] = \frac{K_{\text{нест.}} \cdot [\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}}{[\text{CN}^-]^4} = \frac{7,8 \cdot 10^{-18} \cdot 0,1}{(0,1)^4} = 7,8 \cdot 10^{-15} \text{ (моль/л)}$$

## Будова атома. Періодичний закон

### Питання для самопідготовки:

1. Розвиток уявлень про будову атома (Дж. Дальтон, В. Томсон, Е. Резерфорд, Н. Бор, Е. Шредінгер, Г. Мозлі). 2. Ядро і електрони.

Ізотопи. Дуальна природа електрону. 3. Квантові числа, їх фізичний зміст і можливі значення. 4. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Форми атомних орбіталей (АО). 5. Принцип мінімальної енергії; принцип Паулі. Правила Хунда; правила Клечковського. 6. Сучасне формулювання періодичного закону Д. І. Менделєєва. 7. Будова періодичної системи. Форма таблиць. 8. Періодичність зміни властивостей хімічних елементів та їх сполук в залежності від розташування в таблиці Менделєєва. 9. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи. 10. Електронні формули багатоелектронних атомів. 11. Зв'язок електронної будови елементів з періодичною системою. 12. Атомні радіуси, енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність і періодичність зміни цих характеристик. 13. Загальні хімічні властивості елементів: металічність чи неметалічність, кислотно-основні властивості, окисно-відновні властивості; періодичність їх зміни. 14. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції. 15. Поширення елементів у природі, походження елементів.

### Задачі для самостійного розв'язування:

1. Масове число атома деякого елемента дорівнює 181, в електронній оболонці атома міститься 73 електрони. Вказати кількість протонів і нейтронів (дати суму) у ядрі атома і назву елемента.
2. За вмістом у живих організмах макроелементами вважають O, H, C, N, Ca, S, P, K, Si, Mg, Fe, Na, Cl. Назвати серед них *s*-, *p*- і *d*-елементи. Проаналізувати розподіл біогенних макроелементів по періодах і групах Періодичної системи.
 

б)  $1s^2 2s^2 2p^2$  і  $1s^2 2s^1 2p^3$ ;                      з)  $1s^2 2s^2 2p^1$  і  $1s^2 2s^1 2p^2$ .
3. Охарактеризувати властивості елемента та його сполук за планом: 1) електронна формула; 2) період; 3) група; 4) підгрупа; 5) родина; 6) метал чи неметал; 7) вищий ступінь окиснення; 8) формула вищого оксиду та його кислотно-основні властивості; 9) формула відповідної кислоти чи гідроксиду. (Відповіді пояснити).
 

В (Бор)	N (Нітроген)	O (Оксиген)
С (Карбон)	Fe (Ферум)	P (Фосфор)
Cl (Хлор)	Pb (Плюмбум)	Ni (Нікол)
Ge (Германій)	Ti (Титан)	Zn (Цинку)
Mo (Молібден)	Hf (Гафній)	Co (Кобальт)
Mn (Манган)	P (Фосфор)	Cu (Купрум)
S (Сульфур)	I (Йод)	Br (Бром)
4. За електронною конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня (валентними електронами) назвіть елемент і охарактеризувати його хімічні властивості:  $3s^2$ ,  $3s^2 3p^1$ ,  $4s^2 3d^2$ ,  $5s^1 4d^5$ ,  $4s^2 3d^{10}$ ,  $4s^2 3d^6$ ,  $6s^2 5d^4$ ,  $5s^2 5p^2$ ,  $6s^2 5d^{10}$ ,  $6s^2 6p^1$ ,  $4s^2 3d^5$ ,  $4s^2 3d^7$ ,  $4s^1 3d^{10}$ ,  $6s^2 6p^2$ ,  $5s^2 4d^{10}$ ,  $4s^2 3d^8$ ,  $4s^1 3d^5$ ,  $6s^2 3p^2$ ,  $6s^2 5d^{10}$ ,  $2s^2 2p^3$ .

5. Серед наведених нижче електронних конфігурацій вкажіть неможливі:  
 1)  $1p^3$ , 2)  $3p^6$ , 3)  $2s^2$ , 4)  $2d^5$ , 5)  $3f^{12}$ , 6)  $2p^4$ , 7)  $3p^7$ . Відповідь подати у вигляді числа з цифр - варіантів відповідей.
6. В яких випадках наведені нижче формули атомів відповідають атомам різних елементів, а в яких – атомам одного і того ж елемента, що знаходяться в різних (збудженому і незбудженому) станах:  
 а)  $1s^2 2s^2 2p^3$  і  $1s^2 2s^2 2p^4$ ;      в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  і  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ ;
7. За наведеною нижче формулою іона визначити, якому елементу він відповідає, записати електронну формулу атома цього елемента, підкреслити валентні електрони і обґрунтувати його положення в періодичній системі:  
 а)  $E^{3+} - 1s^2 2s^2 2p^6$ ,  $E^{1-} - 1s^2 2s^2 2p^6$  ;  
 б)  $E^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ,  $E^{1+} - 1s^2 2s^2 2p^6$  ;  
 в)  $E^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6$ ,  $E^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6$ .
8. Вищий оксид елемента має загальну формулу  $EO_2$ . Елемент утворює летку водневу сполуку, густина якої за повітрям дорівнює 0,552. Назвати елемент.
9. Що спільного в будові атомів елементів з порядковими номерами 12 і 20: а) заряд ядра; б) кількість електронів; в) кількість електронних рівнів; г) кількість електронів на зовнішньому рівні?
10. Вказати максимально можливий додатній ступінь окиснення у атомів Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору.
11. Які значення приймає орбітальне квантове число при значення головного квантового числа, рівного 4?
12. Які значення мають всі квантові числа для останнього електрона атомів Na, Te, Pt?
13. Яку енергію (eВ) треба витратити, щоб збудити електрон в атомі Гідрогену, який знаходиться в основному стані, до другого і п'ятого енергетичних рівнів?
14. Вирахувати довжину хвилі (нм) де Бройля для  $\alpha$ -частинки, якщо її маса складає  $6,6 \cdot 10^{-27}$  кг, а швидкість  $8 \cdot 10^4$  м/с.
15. Вирахувати зміну енергії (Дж) молекули хлорофілу, яка після поглинання фотону з довжиною хвилі  $4,6 \cdot 10^{-7}$  м (синє світло) випускає фотон з довжиною хвилі  $6,6 \cdot 10^{-7}$  м (червоне світло).
16. Людське око сприймає сигнал з енергією  $1,5 \cdot 10^{-17}$  Дж. Яка кількість фотонів з довжиною хвилі  $5,3 \cdot 10^{-7}$  м (зелене світло) повинно попасти в око, щоб викликати реакцію на світло?
17. Вказати, які з наведених символів  $^{40}\text{Ar}$ ,  $^{48}\text{Ca}$ ,  $^{39}\text{K}$ ,  $^{30}\text{Si}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{32}\text{S}$ ,  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ca}$  відповідають: а) ізотопам; б) ізобарам; в) ізотонам.
18. Визначити відносну атомну масу елемента, який складається з трьох ізотопів з масовими числами 28, 29 і 30, масова частка яких відповідно рівна: 0,923; 0,047; 0,030. Результат подати з точністю до сотих.
19. На один моль атомів ізотопу  $^{13}\text{C}$  припадає 89 молів атомів ізотопу  $^{12}\text{C}$ . Розрахувати відносну атомну масу елемента Карбону з точністю до тисячних.

20. Гідроген складається з ізотопів протію та дейтерію. В 1 г води міститься  $5,35 \cdot 10^{20}$  атомів дейтерію. Розрахувати відносну атомну масу Гідрогену з точністю до сотих.
21. Написати рівняння ядерного розпаду: а)  ${}^{152}_{62}\text{Sm}$  втрачає  $\alpha$ -частинку; б) з  ${}^{87}_{37}\text{Rb}$  відбувається  $\beta$ -розпад; в)  ${}^{40}_{19}\text{K}$  піддається  $K$ -захопленню.
22. Пояснити, який тип радіоактивного розпаду спостерігається при слідуючих перетворюваннях: а)  ${}^{34}_{17}\text{Cl} \rightarrow {}^{34}_{16}\text{S}$ ; б)  ${}^{43}_{21}\text{Sc} \rightarrow {}^{43}_{20}\text{Ca}$ ; в)  ${}^{152}_{62}\text{Sm} \rightarrow {}^{148}_{60}\text{Nd}$ .
23. Вирахувати енергію зв'язку (MeV/нуклон) в ядрах атомів  ${}^4_2\text{He}$  та  ${}^{120}_{50}\text{Sn}$ , якщо точні маси цих ізотопів рівні 4,0026 та 119,902, відповідно.
24. Через скільки років з 10 г радіоактивного ізотопу кобальта  ${}^{60}\text{Co}$  залишиться 1 г, якщо період його напіврозпаду 5,3 роки.

### Приклади розв'язування типових задач

**Приклад 1.** Один квант світла (фотон) несе енергію рівну  $3,06 \cdot 10^{-19}$  Дж. Якій частоті коливань, довжині хвилі (якій частині спектра) та хвильовому числу це відповідає?

#### **Розв'язок.**

За умовою задачі  $E = h\nu = 3,06 \cdot 10^{-19}$  Дж, де  $E$  – енергія фотона,  $h$  – стала Планка ( $6,62 \cdot 10^{-34}$  Дж·с),  $\nu$  – частота коливань.

Звідки:  $\nu = 3,06 \cdot 10^{-19} \text{ Дж} / 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с} = 4,62 \cdot 10^{14} \text{ с}^{-1}$ . Відомо, що  $\lambda = c/\nu$ ,  $c$  – швидкість світла у вакуумі ( $3 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$ ).

Отже  $\lambda = 3 \cdot 10^8 / 4,62 \cdot 10^{14} = 649 \cdot 10^{-9} \text{ м} = 649 \text{ нм}$ . Зв'язок між хвильовим числом ( $\nu$ ) і довжиною хвилі виражений формулою:  $\nu = 1/\lambda$ ,  $\nu = 1/649 \cdot 10^{-9} \text{ м} = 1,54 \cdot 10^6 \text{ м}^{-1} = 15400 \text{ см}^{-1}$ .

Знайдені параметри вказують на те, що випромінювання знаходиться в червоній частині спектру, яке лежить в діапазоні довжин хвиль 760-625 нм і хвильових чисел 13160-16000  $\text{см}^{-1}$ .

**Приклад 2.** В електронному мікроскопі електрони розганяються електричним полем до швидкості 1000 км/с. Визначити, які найменші за розмірами об'єкти (приблизно рівні довжині хвилі випромінювання) можна спостерігати в електронному мікроскопі. Маса спокою електрону приймаємо рівною  $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$  кг.

#### **Розв'язок.**

Хвильові властивості електрону, який рухається зі швидкістю –  $v$ , визначається рівнянням де Бройля:

$\lambda = h/mv = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с} / 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг} \cdot 10^6 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1} = 0,727 \cdot 10^{-9} \text{ м} = 0,727 \text{ нм}$ , що суттєво менше довжини хвилі видимої ділянки спектра (400-800 нм).

**Приклад 3.** Вирахувати енергію, необхідну для переходу електрону з першої орбіталі на другу в атомі Гідрогену. До якої серії спектру відноситься лінія, яка виникає при зворотньому переході? Вирахувати енергію іонізації атома водню.

### **Розв'язок.**

Спектр атома Гідрогену є найбільш простим. Положення ліній в цьому спектрі визначається співвідношенням:  $E = h\nu = K(1/n_b^2 - 1/n_d^2)$ , де  $K = me^4/8 \cdot \varepsilon_0 \cdot h^2 = 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^4 / 8 \cdot (8,85 \cdot 10^{-12})^2 \cdot (6,62 \cdot 10^{-34})^2 = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ Дж}$ , де  $\varepsilon_0$  – діелектрична проникність вакууму. Спектр випромінювання атомарного Гідрогену складається із декількох серій, яка визначається значенням головного квантового числа тої орбіти, на яку переходить збуджений електрон. Серія Лаймана ( $n_b = 1$ ) лежить в ультрафіолетовій (УФ) області спектра ( $\lambda = 10\text{-}400 \text{ нм}$ ); серія Бальмера ( $n_b = 2$ ) – в видимій його частині ( $\lambda = 400\text{-}760 \text{ нм}$ ); серія Пашена ( $n_b = 3$ ) – в інфрачервоній області ( $\lambda = 760\text{-}400000 \text{ нм}$ ). Сама короткохвильова лінія в спектрі з'являється за рахунок переходу електрону з максимально збудженого стану ( $E_\infty$ ) в основний  $E_1$ . Різниця енергій цих двох станів визначає енергію іонізації:  $E_i = \Delta E = E_\infty - E_1 = h\nu = 2,17 \cdot 10^{-18}(1/1^2 - 0) = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ Дж} = 13,54 \text{ eV}$ , так як  $1 \text{ Дж} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ eV}$ .

Отже, за умовою задачі:  $E = 2,17 \cdot 10^{-18} (1/1^2 - 1/2^2) = 1,63 \cdot 10^{-18} \text{ Дж} = 10,16 \text{ eV}$ . Так як  $n_b = 1$ , то лінія відноситься до серії Лаймана.

**Приклад 4.** Серед наведених нижче електронних конфігурацій вказати неможливі: 1)  $1s^1$ , 2)  $2d^5$ , 3)  $4p^3$ , 4)  $4f^{15}$ .

### **Розв'язок.**

Для аналізу можливості чи неможливості електронних конфігурацій слід згадувати квантові числа та правила, які визначають заповнення електронами атомних орбіталей. Розглянемо по-порядку кожне із завдань:

1)  $1s^1$ : для атомної орбіталі  $1s$  квантові числа мають наступні значення:  $n=1$ ,  $l=0$ , що не суперечить визначенню орбітального квантового числа ( $l=0, \dots, n-1$ ), отже така орбіталь можлива; згідно принципу Паулі і можливого значення квантового числа  $m=0$  ( $m = -l; 0; +l$ ) на першому енергетичному рівні є лише одна  $s$  орбіталь і на ній може перебувати 2 електрони, отже конфігурація  $1s^1$  можлива.

2)  $2d^5$ : для атомної орбіталі  $2d$  квантові числа мають наступні значення:  $n=2$ ,  $l=2$ , що суперечить визначенню орбітального квантового числа, оскільки при  $n=2$ ,  $l$  може приймати значення лише 0 і 1 ( $l=0, \dots, n-1$ ), отже конфігурація  $2d^5$  не можлива.

3)  $4p^3$ : для атомної орбіталі  $4p$  квантові числа мають наступні значення:  $n=4$ ,  $l=1$ , що не суперечить визначенню орбітального квантового числа ( $l=0, \dots, n-1$ ), отже така орбіталь можлива. Згідно принципу Паулі і можливого значення квантового числа  $m = -1, 0, +1$  на четвертому енергетичному рівні є три  $p$  орбіталі і на них може перебувати 6 електронів, отже конфігурація  $4p^3$  можлива.

4)  $4f^{15}$ : для атомної орбіталі  $4f$  квантові числа мають наступні значення:  $n=4$ ,  $l=3$ , що не суперечить визначенню орбітального квантового числа ( $l=0, \dots, n-1$ ), отже така орбіталь можлива. Згідно принципу Паулі і можливого значення квантового числа  $m = -3, -2, -1,$

0, +1, +2, +3 на четвертому енергетичному рівні є сім  $f$  орбіталей і на них може перебувати 14 електронів, отже конфігурація  $4f^{15}$  не можлива.

**Приклад 5.** Нітроген складається з ізотопів  $^{14}\text{N}$  і  $^{15}\text{N}$ . Відносна атомна маса його дорівнює 14,01. Скільки атомів ізотопу  $^{15}\text{N}$  міститься в 5,6 л азоту за н.у.

**Розв'язок.**

Як відомо, відносна атомна маса елемента в періодичній системі – це середнє значення атомних мас його ізотопів з урахуванням їх масових часток у природньому елементі. Загальна формула для розрахунку:  $A_r = (w_1 \cdot A_{r1} + w_2 \cdot A_{r2} + \dots + w_n \cdot A_{rn}) / (w_1 + w_2 + \dots + w_n)$ . Вміст ізотопу  $^{15}\text{N}$  позначимо через  $x$  %, а  $^{14}\text{N}$   $(100-x)$  %. Складаємо рівняння  $(15x + 14(100-x)) / 100 = 14,01$ ; звідки  $x = 1$ %. Знаходимо кількість атомів ізотопу  $^{15}\text{N}$  у 5,6 л з пропорції:

$$22,4 \text{ л} - 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,01$$

$$5,6 \text{ л} - x; \quad x = 3,01 \cdot 10^{21}. \quad \text{Відповідь: } N = 3,01 \cdot 10^{21}.$$

**Приклад 6.** Написати рівняння радіоактивного розпаду: а)  $^{238}_{92}\text{U}$  ( $\alpha$ -розпад); б)  $^{11}_6\text{C}$  ( $\beta^+$ -розпад).

**Розв'язок.**

Радіоактивність – це самовільний процес розпаду нестійких ядер одних елементів з утворенням ізотопів інших елементів. Цей процес супроводжується випусканням  $\alpha$ -,  $\beta$ - та  $\gamma$ -випромінювання. Існує чотири види розпаду, які подано в табл. 1.

Таблиця 1

Види радіоактивного розпаду

Вид	Чим супроводжується	Приклад
$\alpha$ -розпад	Виділенням $\alpha$ -частинок ( $^4_2\text{He}$ )	$^{227}_{89}\text{Ac} = ^{223}_{87}\text{Fr} + ^4_2\text{He}$
$e^+$ -розпад	Виділення позитронів (частинок, маса яких рівна масі електрону, а заряд +1)	$^{18}_9\text{F} = ^{18}_8\text{O} + ^0_{+1}\beta$
$\beta^-(e^-)$ -розпад	Виділенням $\beta$ -частинок, тобто $e^-$	$^{11}_4\text{Be} = ^{11}_5\text{B} + ^0_{+1}\beta + \gamma$
$K$ -захоплення	Відбувається захоплення ядром $e^-$ з $K$ -рівня (першого енергетичного рівня)	$^{40}_{19}\text{K} \text{ (}K\text{-захоплення)} = ^{40}_{18}\text{Ar}$

Отже рівняння мати муть вигляд:  $^{238}_{92}\text{U} = ^{234}_{90}\text{Th} + ^4_{19}\text{K}$  ( $\alpha$ -розпад);  $^{11}_6\text{C} = ^{11}_5\text{B} + ^0_{+1}\beta$  ( $\beta^+$ -розпад).

**Приклад 7.** Написати рівняння ядерної реакції, яка відбувається при бомбардуванні  $^{14}_7\text{N}$   $\alpha$ -частинками, якщо в результаті утворюється протон та ізоотп деякого елемента.

**Розв'язок.**

Ядерні реакції – це перетворювання атомних ядер, обумовленні їх взаємодією з іншими ядрами або елементарними частинками.

Рівняння ядерних реакцій повинні задовольняти наступним вимогам: 1) сума масових чисел всіх ядер і частинок, що вступають реакцію, рівна сумі масових чисел ядер і частинок, утворених в результаті реакції (маса електронів і позитронів через малі величини не враховуються); 2) сума зарядів ядер атомів і частинок, що вступають в реакцію, рівна сумі зарядів ядер атомів і частинок – продуктів реакції.

Виходячи з цих правил рівняння реакції можна записати:  ${}^{14}_7N + {}^4_2He = {}^x_yE + {}^1_1H$ . Звідки  $14+4=x+1$ ,  $x=17$ ;  $7+2=y+1$ ,  $y=8$ . Кінцеве рівняння:  ${}^{14}_7N + {}^4_2He = {}^{17}_8O + {}^1_1H$ . В результаті реакції утворюється ізоотоп Оксигену  ${}^{17}_8O$ .

**Приклад 8.** Вирахувати енергію зв'язку в ядрі атома  ${}^{35}_{17}Cl$ , якщо маса цього ізотопа рівна 34,9689 а.о.м.

#### ***Розв'язок.***

Знаходимо масу всіх елементарних частинок, з яких складається атом хлору:  $m_p + m_n + m_e = 17 \cdot 1,007276 + 18 \cdot 1,008665 + 17 \cdot 0,0005486 = 35,2890$  а.о.м., де  $m_p$ ,  $m_n$ ,  $m_e$  – маси протонів, нейтронів, електронів. Отже, експериментальна маса менше теоретичної на:  $35,2890 - 34,9689 = 0,3201$ . Втрата маси на один нуклон:  $\Delta m = 0,3201/35 = 0,009146$  а.о.м. З рівняння Ейнштейна отримуємо:  $E = \Delta m \cdot c^2 = 0,009146 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ м/с})^2 = 8,52 \text{ MeV/нуклон}$ , де  $1 \text{ а.о.м.} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ .

### **Хімічний зв'язок**

#### **Питання для самопідготовки:**

1. Причини утворення хімічного зв'язку. Властивості атомів, які взаємодіють. Ефективні радіуси, ефективні заряди атомів у молекулі.
2. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок, його характеристики (енергія, довжина, кратність, кут між зв'язками, полярність).
3. Метод валентних зв'язків. Переваги та недоліки методу валентних зв'язків.
4. Напрявленість ковалентного зв'язку.  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язки.
5. Нормальний і збуджений стан атома. Типи гібридизації атомних орбіталей та їх просторова конфігурація.
6. Полярність та неполярність ковалентного зв'язку. Типи ковалентних молекул. Дипольний момент.
7. Метод валентних зв'язків.
8. Основні положення методу МО. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі.
9. Енергетичні діаграми молекул та іонів елементів другого періоду.
10. Двоатомні гетероядерні молекули (молекула карбон монооксиду).
11. Іонний зв'язок. Ненасиченість та ненапрявленість.
12. Металічний зв'язок. Ширина забороненої зони. Metали, неметали, напівпровідники.
13. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води.
14. Міжмолекулярна взаємодія (дисперсійна, орієнтаційна, індукційна).
15. Агрегатні стани речовини. Кристалічний та аморфний стани твердої речовини.



**Задачі для самостійного розв'язування:**

1. В якій сполуці зв'язок елемент–Хлор має: а) ковалентну природу ( $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ); б) йонну природу ( $\text{CCl}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ )?
2. До якого елемента зміщені спільні електронні пари в сполуках:  $\text{F}_2\text{O}$ ,  $\text{Be}_2\text{C}$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ?
3. Скільки валентних електронів і валентних АО мають атоми С та Si; N та P; O та S? Чому рівна максимальна ковалентність елементів 2-го та 3-го періодів?
4. Чому атом Сульфуру здатний утворювати зв'язки з шістьма атомами Флуору, а атом Оксигену лише з двома атомами Флуору? Зобразити молекули цих сполук за методом валентних схем.
5. Який характер мають зв'язки в молекулах  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{ClF}$ ,  $\text{CO}_2$ ? Використовуючи таблицю відносних електронегативностей, обчисліть їх різницю для цих зв'язків. Вказати для кожної пари напрямок зміщення спільної електронної пари.
6. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахувати, яка із сполук: а)  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{HClO}$ ; в)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; г)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  буде дисоціювати найлегше у водних розчинах?
7. Які елементи 2-го періода можуть бути донорами і акцепторами електронних пар? Чим це визначається? Чи можлива донорна або акцепторна функція для центрального атома в молекулах:  $\text{BeF}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{PCl}_5$ ?
8. Пояснити з позицій методу ВЗ електронну будову молекули  $\text{BF}_3$  та іону  $\text{BF}_4^-$ . Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іону  $\text{BF}_4^-$ ?
9. Яка з молекул:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{PF}_3$  має нульовий дипольний момент? Пояснити чому?
10. Дипольні моменти молекул  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{H}_2\text{S}$  відповідно рівні  $6,15 \cdot 10^{-30}$  Кл·м та  $3,11 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. В якій з цих молекул зв'язок більш полярний?
11. Пояснити, чому молекула  $\text{BF}_3$  є плоскою, а молекула  $\text{NH}_3$  має форму піраміди.
12. Як і чому змінюється геометрична конфігурація частинок при переході від  $\text{BF}_3$  до  $\text{BF}_4^-$  та від  $\text{NH}_3$  до  $\text{NH}_4^+$ ?
13. Встановити відповідність сполуки типові гібридизації:  
а)  $\text{NH}_4^+$ , б)  $\text{BeCl}_2$ , в)  $\text{CCl}_4$ , г)  $\text{BCl}_3$ , д)  $\text{CH}_4$ ;  
1. sp; 2.  $\text{sp}^2$ ; 3.  $\text{sp}^3$ .
14. Встановити відповідність сполуки геометричній будові:  
а)  $\text{N}_2$ , б)  $\text{PH}_3$ , в)  $\text{CO}_2$ , г)  $\text{H}_2\text{O}$ , д)  $\text{CH}_4$ , е)  $\text{NH}_4$ ;  
1) лінійна; 2) трикутна; 3) пірамідальна; 4) тетраедрична.
15. Вказати відмінність між атомними та молекулярними орбіталями. Як визначити порядок зв'язку для двоатомних молекул з точки зору методів ВЗ та МО?
16. Користуючись методом МО–ЛКАО пояснити, чому не може існувати молекула  $\text{He}_2$  але можливе існування молекулярного іону  $\text{He}_2^+$ ?

17. Яка з частинок в ряду  $Be_2^+ - Be_2 - Be_2^-$  найбільш стійка? Який порядок зв'язку в таких частинках?
19. Чому молекула  $O_2$  парамагнітна в основному стані? Чи буде парамагнітним молекулярний іон  $O_2^{2+}$ ? Чи можна за допомогою методу валентних зв'язків пояснити парамагнітність молекули  $O_2$ ?
20. Скласти енергетичні діаграми молекул  $N_2$  і  $CO$ . Що в них спільного?
21. Світло з довжиною хвилі  $4,64 \cdot 10^{-7}$  м викликає дисоціацію молекули  $HCl$  на атоми. Розрахувати енергію (Дж), необхідну для дисоціації на атоми: а) 1 молекули; б) 1 моль  $HCl$ .
22. Знайти ступінь іонності зв'язку (%) в газоподібній молекулі літій гідриду, якщо міжядерна відстань рівна  $0,160$  нм, а  $\mu(Li-H) = 1,97 \cdot 10^{-29}$  Кл·м.
23. Яка енергія (кДж) повинна бути затрачена на розклад  $HI$  масою  $0,64$  г, якщо  $E_{дис}(HI) = 298,4$  кДж/моль? Чи буде розкладатися  $HI$  дією УФ випромінювання ( $\lambda = 2 \cdot 10^{-7}$  м)?
24. Довжина зв'язку  $H-F$  рівна  $0,092$  нм, а полярність складає  $45\%$ . Знайти  $\mu$  (Кл·м) ( $H-F$ ).
25. Яке біологічне значення має водневий зв'язок? Показати на фрагменті поліпептиду можливість утворення внутрішньомолекулярних водневих зв'язків при скручуванні молекули білка в спіраль (вторинна структура білка).

### Приклади розв'язування типових задач

**Приклад 1.** Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахуйте, який із зв'язків: а)  $Ca-H$ ; б)  $S-H$ ; в)  $N-H$ ; г)  $Si-H$  є найбільш полярним.

#### *Розв'язок.*

Обчислюємо різницю  $\Delta\chi$  між відносними електронегативностями атомів, що утворюють даний зв'язок. Чим більше значення  $\Delta\chi$ , тим більш полярний зв'язок:  $\Delta\chi_{Ca-H} = 2,1 - 1,04 = 1,06$ ;  $\Delta\chi_{S-H} = 2,6 - 2,1 = 0,5$ ;  $\Delta\chi_{N-H} = 3,07 - 2,1 = 0,97$ ;  $\Delta\chi_{Si-H} = 2,1 - 1,74 = 0,36$ . Зв'язок  $Ca-H$  найбільш полярний. Взагалі, зв'язок  $\Delta\chi$  з типом хімічного зв'язку і властивостями речовини можна подати у вигляді табл. 2. Якщо  $\Delta\chi \geq 2,1$ , то зв'язок вважається іонним, якщо  $\Delta\chi < 2,1$  – полярним ковалентним.

Таблиця 2

Зв'язок різниці між відносними електронегативностями ( $\Delta\chi$ ) елементів з типом хімічного зв'язку в сполуки і властивостями речовини

Формула 1	$\Delta\chi$ 2	Вид зв'язку 3	Властивості сполук 4
$HCl$	$3,0 - 2,1 = 0,9$ ( $H-Cl$ )	Ковалентний	Кислотні: $HCl \Leftrightarrow H^+ + Cl^-$
$NaOH$	$3,5 - 0,9 = 2,6$ ( $O-Na$ ) $3,5 - 2,1 = 1,4$ ( $O-H$ )	Іонний Ковалентний	Основні: $NaOH \Leftrightarrow Na^+ + OH^-$ , $Na-OH$ полярніший

1	2	3	4
HOCl	3,5-2,1=1,4 (O–H) 3,5-3,0=0,5 (O–Cl)	Ковалентний	Кислотні: HClO $\leftrightarrow$ H <sup>+</sup> + ClO <sup>-</sup> , O–H полярніший
Al(OH) <sub>3</sub>	3,5-1,6=1,9 (O–Al) 3,5-2,1=1,4 (O–H)	Ковалентний	Амфотерні: Al(OH) <sub>3</sub> $\leftrightarrow$ Al <sup>3+</sup> + 3OH <sup>-</sup> , H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub> $\leftrightarrow$ 3H <sup>+</sup> + AlO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> , полярності близькі

**Приклад 2.** Дипольні моменти молекул HCl та HI рівні, відповідно  $3,44 \cdot 10^{-30}$  і  $1,27 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. В якій з цих молекул зв'язок більш іонний.

**Розв'язок.**

Більш іонний зв'язок в молекулі HCl, так як її дипольний момент більше.

**Приклад 3.** Поясніть просторову будову молекули BeCl<sub>2</sub>.

**Розв'язок.**

Електронна конфігурація Be –  $1s^2 2s^2$ . При збудженні один з *s*-електронів переходить в *p*-стан: Be\* –  $1s^2 2s^2 2p^1$ . При утворенні хімічного зв'язку відбувається *sp*-гібридизація. Обидві гібридні орбіталі направлені одна до одної під кутом 180°. Отже, молекула BeCl<sub>2</sub> – лінійна.

**Приклад 4.** Чим пояснити підвищення енергії зв'язку при від'єднанні одного електрона з молекули F<sub>2</sub>?

**Розв'язок.**

Молекула F<sub>2</sub> має електронну структуру  $(\sigma_{1s})^2(\sigma^*_{1s})^2(\sigma_{2s})^2(\sigma^*_{2s})^2(\sigma_{2pz})^2(\pi_{2px})^2(\pi_{2py})^4(\pi^*_{2px})^4(\pi^*_{2py})^4$ , кратність зв'язку рівна 1. В молекулі F<sub>2</sub> проходить від'єднання одного електрона з розпушуючої орбіталі. Кратність зв'язку збільшується до 1,5, відповідно, енергія зв'язку в молекулярному іоні F<sub>2</sub><sup>+</sup> більше, ніж в молекулі F<sub>2</sub> ( $\sigma$ ,  $\pi$  – зв'язуючі та  $\sigma^*$ ,  $\pi^*$  – розпушуючі орбіталі).

**Приклад 5.** Дипольний момент HF  $\mu(\text{HF})=6,38 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Довжина зв'язку  $9,17 \cdot 10^{-11}$  м. Який ефективний заряд та ступінь іонності в молекулі HF?

**Розв'язок.**

При повному розділенні зарядів, які відповідають іонному типу зв'язку, заряд на кожному атомі був би рівний заряду електрона ( $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл). Дипольний момент молекули  $\mu = \delta \cdot l$ , де  $\delta$  – ефективний заряд на атомі – учасникові зв'язку;  $l$  – відстань між центрами атомів (довжина зв'язку):

$$\delta = \frac{6,38 \cdot 10^{-30} \text{ Е} \ddot{\epsilon} \cdot \text{і}}{9,17 \cdot 10^{-11} \text{ і}} = 6,96 \cdot 10^{-20} \text{ Кл.}$$

Ступінь іонності (або процент іонності) хімічного зв'язку визначається як відношення ефективного заряду до заряду електрону. Ступінь іонності зв'язку:

$$\delta / e = \frac{6,96 \cdot 10^{-20} \text{ Êë}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Êë}} = 0,435 \text{ (43,5 \%)}.$$

**Приклад 6.** Розрив зв'язку в молекулі хлору відбувся під дією випромінювання з довжиною хвилі  $5,01 \cdot 10^{-7}$  м. Вирахуйте енергію розриву зв'язку: а) в молекулі  $\text{Cl}_2$ ; б) в 1 моль  $\text{Cl}_2$ .

**Розв'язок.**

а) Енергія фотона, який розриває зв'язок  $\text{Cl}-\text{Cl}$ , рівна :

$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{\tilde{\nu}}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Їæ} \cdot \tilde{\nu} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ ì} \cdot \tilde{\nu}^{-1}}{5,01 \cdot 10^{-7} \text{ ì}} = 3,97 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}.$$

б) Енергія, необхідна для розриву зв'язків в 1 моль  $\text{Cl}_2$ , становить:

$$E = 3,97 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,39 \cdot 10^5 \text{ Дж/моль} = 239 \text{ кДж/моль}.$$

**Приклад 7.** Пояснити, чому температура кипіння  $\text{HF}$  вище, ніж  $\text{HCl}$  (20 і  $65^\circ\text{C}$  відповідно).

**Розв'язок.**

Фтор – більш електронегативний елемент, ніж хлор. Між молекулами  $\text{HF}$ , на відміну від молекул  $\text{HCl}$ , виникають міцні водневі зв'язки. Для розриву цих зв'язків необхідна додаткова енергія, що призводить до підвищення температури кипіння  $\text{HF}$ .

## ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2

### Закономірності перебігу хімічних реакцій

#### Питання для самопідготовки:

1. Класифікація хімічних реакцій за різними ознаками.
2. Термодинамічна система. Параметри які характеризують стан системи.
3. Ентальпія системи. Перший закон термодинаміки. 4. Термохімія. Тепловий ефект реакції. Ендотермічні та екзотермічні реакції. І закон термохімії. 5. Термохімічні рівняння, закон Гесса (II закон термохімії). Стандартні теплоти утворення та теплові ефекти. 6. Ентропія – міра неупорядкованості системи. Другий закон термодинаміки. 7. Вільна енергія Гіббса. Можливість і напрямок перебігу хімічних реакцій. 8. Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції та її графічне вираження. 9. Закон діючих мас. Константа швидкості та її фізичний зміст. 10. Порядок та молекулярність реакції. 11. Поняття про енергію активації, енергетичний бар'єр і перехідний активований комплекс. 12. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації, тиску та температури. Рівняння Арреніуса. Правило Вант-Гоффа. 13. Каталізатори, інгібітори. Ферменти. 14. Оборотні та необоротні процеси. Стан хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Роль хімічної рівноваги у природі. 15. Принцип Ле-Шательє. Умови необоротності процесу.

**Задачі для самостійного розв'язування:**

1. При взаємодії 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Визначити теплоту утворення ферум(II) сульфід.
2. Визначити з рівняння стандартну ентальпію утворення  $\text{PH}_3$ :  
$$2 \text{PH}_3 (\text{г}) + 4 \text{O}_2 (\text{г}) = \text{P}_2\text{O}_5 (\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{р}).$$
3. Визначити  $\Delta H^\circ_{298}$  утворення етилену, використовуючи дані:  
$$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{р}), \quad \text{якщо } \Delta H^\circ = -1323 \text{ кДж},$$
$$\text{C}(\text{графіт}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}), \quad \Delta H^\circ = -393,5 \text{ кДж},$$
$$\text{H}_2 (\text{г}) + 1/2\text{O}_2 (\text{г}) = \text{H}_2\text{O} (\text{г}), \quad \Delta H^\circ = -241,8 \text{ кДж}.$$
4. Обчислити значення  $\Delta G^\circ_{298}$  реакцій (кДж) і встановити, в якому напрямі вони можуть протікати самочинно в стандартних умовах:
  - а)  $\text{NiO} (\text{к}) + \text{Pb} (\text{к}) = \text{Ni} (\text{к}) + \text{PbO} (\text{к});$
  - б)  $\text{Pb} (\text{к}) + \text{CuO} (\text{к}) = \text{PbO} (\text{к}) + \text{Cu} (\text{к});$
  - в)  $8\text{Al} (\text{к}) + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{к}) = 9\text{Fe}(\text{к}) + 4 \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{к}).$
5. Не проводячи обрахунків, встановити, де можливо, знак  $\Delta S$  наступних реакцій:
  - а)  $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{г});$
  - б)  $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{г}) + \text{CO}_2 (\text{г});$
  - в)  $2\text{NH}_3 (\text{г}) = \text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г});$
  - г)  $\text{AgNO}_3 (\text{р}) + \text{NaCl} (\text{р}) = \text{AgCl} (\text{к}) + \text{NaNO}_3 (\text{р}).$
6. Використовуючи таблицю стандартних ентропій (див. додаток), розрахувати  $\Delta S^\circ$  (Дж) для реакцій:
  - а)  $\text{CO} (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{COCl}_2 (\text{г});$
  - б)  $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{р}) + \text{CO}_2 (\text{г});$
  - в)  $\text{CaCO}_3 (\text{к}) = \text{CaO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г}).$
7. В системі  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  концентрацію  $\text{CO}$  збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зростає швидкість прямої реакції?
8. Як зміниться швидкість реакції  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ , якщо:
  - а) збільшити тиск у системі в 3 рази; б) збільшити об'єм системи в 3 рази; в) підвищити концентрацію  $\text{NO}$  в 3 рази? 9. У скільки разів збільшиться швидкість фіксації молекулярного азоту мікроорганізмами *Azotobacter*, що здійснюється в результаті дії фермента нітрогенази, при підвищенні температури від 22 до 30°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює  $\gamma=2$ ?
10. При 150°C деяка реакція закінчується за 16 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції за 2,5, розрахувати, через який час (хв) закінчиться ця реакція, якщо проводити її: а) при 200°C; б) при 80°C.
11. Чому дорівнює енергія активації реакції (кДж/моль), якщо при підвищенні температури від 290 до 300 К швидкість її збільшується в два рази?
12. За деякої температури склад рівноважної суміші в об'ємі 10 л був такий:  $\text{CO}$  – 11,2 г;  $\text{Cl}_2$  – 14,2 г;  $\text{COCl}_2$  – 19,8 г. Визначити константу рівноваги реакції  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$  за даних умов.

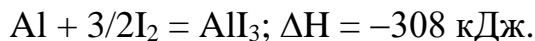
13. Константа рівноваги реакції  $\text{FeO(к)} + \text{CO(г)} \rightleftharpoons \text{Fe(к)} + \text{CO}_2(\text{г})$  при деякій температурі – 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і  $\text{CO}_2$ , якщо початкові концентрації цих речовин становили:  $[\text{CO}]_0 = 0,05$  моль/л,  $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$  моль/л.
14. При деякій температурі рівновага в системі  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$  встановилася за таких концентрацій:  $[\text{NO}_2] = 0,006$  моль/л;  $[\text{NO}] = 0,024$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,012$  моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і початкову концентрацію  $\text{NO}_2$ .
15. В якому напрямку зміститься рівновага в таких системах при:  
 а) підвищенні температури; б) зменшення тиску; в) одночасне зниження тиску і температури? Пояснити чому?  
 $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ ,  $\Delta H = 117,2$  кДж; (а – вправо, б – вліво, в – вліво);  
 $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ ,  $\Delta H = 57,4$  кДж; (а – вправо, б – вліво, в – вліво);  
 $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ ,  $\Delta H = 180,9$  кДж; (а – вправо, б – не зміститься, в – вліво);  
 $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ ,  $\Delta H = -569,4$  кДж. (а – вліво, б – вправо, в – вправо).

### Приклади розв'язування типових задач

**Приклад 1.** При реакції алюмінію з йодом виділилося 77 кДж тепла. Які кількості речовин прореагували? Теплота утворення  $\text{AlI}_3$  рівна –308 кДж/моль. Залежністю теплового ефекту реакції від температури знехтувати.

#### **Розв'язок.**

Запишемо термохімічне рівняння:



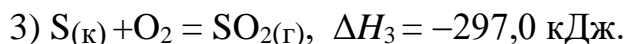
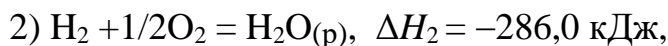
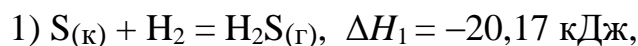
Маси 1 моля атомів алюмінію та йоду становлять:  $A(\text{Al}) = 27$  г/моль;  $A(\text{I}) = 127$  г/моль. Складемо пропорції та розв'яжемо їх:

27 г Al ( $3/2 \cdot 127$  г  $\text{I}_2$ ) – реагують з виділенням 308 кДж тепла,

$x$  г Al ( $y$  г  $\text{I}_2$ ) – реагують з виділенням 77 кДж тепла.

Отже прореагувало:  $x = 6,75$  г алюмінію,  $y = 95,25$  г йоду.

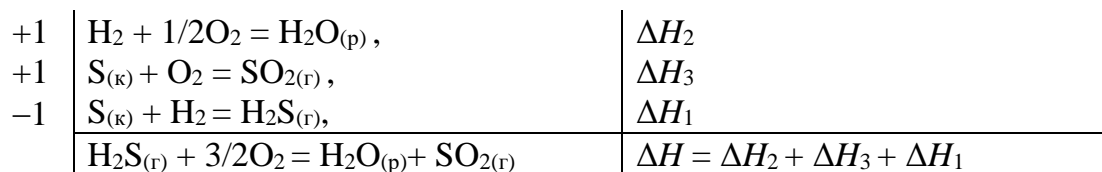
**Приклад 2.** Розрахувати тепловий ефект реакції горіння сірководню  $\text{H}_2\text{S(г)} + 3/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O(р)} + \text{SO}_2(\text{г})$  за наступними даними:



#### **Розв'язок.**

Рівняння 1-3 є термохімічним рівнянням утворення відповідно 1 моля  $\text{H}_2\text{S(г)}$ ,  $\text{H}_2\text{O(р)}$  і  $\text{SO}_2(\text{г})$  з простих речовин в стандартних умовах:  $T = 298$  К і  $P = 101,325$  кПа, а теплові ефекти – стандартні ентальпії утворення вказаних речовин  $\Delta H^0_{298}$ . (Іноді позначення стандартної температури опускається; наприклад,  $\Delta H^0(\text{H}_2\text{S(г)})$  позначає стандартну ентальпію утворення 1 моля  $\text{H}_2\text{S(г)}$ .) Значення  $\Delta H^0_{298}$  різних сполук

приведені в додатках.  $\Delta H^0_{298}$  утворення простих речовин в найбільш термодинамічно стійкому стані приймають рівним нулю. Якщо додати термохімічні рівняння 2, 3 і 1, домноживши попередньо його на  $-1$ , отримаємо шукане рівняння:



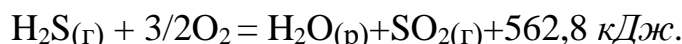
Підставивши чисельні значення ентальпій утворення  $\text{H}_2\text{O}_{(p)}$ ,  $\text{SO}_{2(г)}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$  (з протилежним знаком), отримаємо значення теплового ефекту реакції:

$$\Delta H = -286 + (-297) + 20,17 = -562,8 \text{ кДж.}$$

Отримане рівняння для розрахунку теплового ефекту реакції горіння сірководню є виразом одного із наслідків закону Гесса:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{(прод.)} - \sum \Delta H_{(вих.)},$$

де  $\sum \Delta H_{(прод.)}$  і  $\sum \Delta H_{(вих.)}$  – суми стандартних ентальпій утворення продуктів реакції і вихідних речовин. Від’ємне значення ентальпії реакції горіння сірководню означає, що дана реакція екзотермічна:  $\sum \Delta H_{(прод.)} > \sum \Delta H_{(вих.)}$  (в даному випадку більше на  $562,8 \text{ кДж}$ ). Тобто:  $\sum \Delta H_{(прод.)} = \sum \Delta H_{(вих.)} + 562,8 \text{ кДж}$ . Отже, енергія виділяється в навколишнє середовище. Тепловий ефект можна включити в рівняння хімічної реакції:

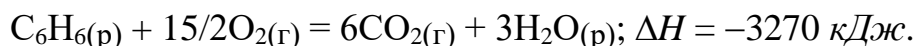


Цей запис представляє собою термохімічне рівняння екзотермічної реакції.

**Приклад 3.** Стандартна теплота згоряння бензолу до рідкої води рівна  $-3270 \text{ кДж/моль}$ . Вирахувати теплоту утворення бензолу в стандартних умовах, використовуючи стандартні теплоти утворення води та вуглекислого газу ( $\Delta H^0_{298}(\text{CO}_{2(г)}) = -393,5 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(p)}) = -285,8 \text{ кДж/моль}$ ).

#### **Розв’язок.**

Складемо термохімічне рівняння реакції горіння бензолу:



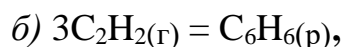
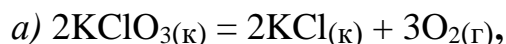
Згідно з наслідком із II закону термохімії (закону Гесса) тепловий ефект реакції рівний різниці алгебраїчних сум теплот утворення продуктів та алгебраїчних сум теплот утворення реагентів. При цьому кожне значення теплоти утворення множиться на число молів відповідної речовини, яке рівне стехіометричному коефіцієнту в рівнянні реакції. Виходячи з цього можна записати:

$$-3270 = [6 \cdot \Delta H^0_{298}(\text{CO}_{2(г)}) + 3 \cdot \Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(p)})] - [\Delta H^0_{298}(\text{C}_6\text{H}_6_{(p)})],$$

звідки:  $-3270 = [6 \cdot (-393,5 \text{ кДж}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ кДж})] - x$ ;  $x = 51,6 \text{ кДж}$ .

Зауважимо, що доданку, який відповідає  $15/2\text{O}_2_{(г)}$ , немає, так як  $\Delta H^0_{298}(\text{O}_2_{(г)}) = 0$ . Отже, теплота утворення бензолу в стандартних умовах ( $\Delta H^0_{298}(\text{C}_6\text{H}_6_{(p)})$ ) рівна  $51,6 \text{ кДж/моль}$ .

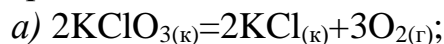
**Приклад 4.** Передбачити знак зміни ентропії ( $\Delta S^0_{298}$ ) в кожній з наведених реакцій, перевіривши правильність висновків розрахунком ( $\Delta S^0_{298}$ ) відповідних реакцій, використовуючи додаток:



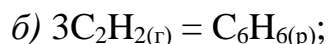
**Розв'язок.**

**I спосіб:** а)  $\Delta S^0_{298} > 0$ , так як при збільшенні кількості молів речовини, зростає міра неупорядкованості системи (ентропія). Крім того, змінюється агрегатний стан речовин з твердого на газоподібний, що також приводить до збільшення ентропії. Нагадаємо, що з трьох агрегатних станів речовини, кристалічний володіє найменшою ентропією (найбільш впорядкований), а газоподібний – найбільшою ентропією (найменш впорядкований). Значення ентропій неоднакові для різних поліморфних модифікацій речовини; б)  $\Delta S^0_{298} < 0$ , так як в результаті реакції зменшується кількість молів речовини, і, крім того, змінюється агрегатний стан речовини, переходячи до більш впорядкованого; в)  $\Delta S^0_{298} < 0$ . Іони  $\text{Ag}^+$  та  $\text{Cl}^-$ , які знаходяться в розчині, переходять в осад, т.б. в системі росте впорядкованість.

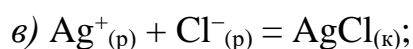
**II спосіб:** Випишемо з таблиці в додатках значення  $\Delta S^0_{298}$  відповідних речовин і підпишемо їх під формулами в рівняннях а-в, розрахуємо зміну ентропії, знаючи, що згідно закону Гесса  $\Delta S = \sum S^0_{298}(\text{прод.}) - \sum S^0_{298}(\text{вих.})$ .



$$2 \cdot 143,0 \quad 2 \cdot 82,6 \quad 3 \cdot 205,0 \quad \Delta S = 2 \cdot 82,6 + 3 \cdot 205,0 - 2 \cdot 143,0 = 493 \text{ Дж/К};$$



$$3 \cdot 200,8 \quad 172,8 \quad \Delta S = 172,8 - 3 \cdot 200,8 = -429,6 \text{ Дж/К};$$



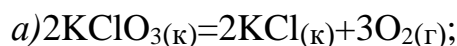
$$72,8 \quad 56,6 \quad 96,11 \quad \Delta S = 96,11 - (56,6 + 72,8) = -33,29 \text{ Дж/К}.$$

Тобто розрахунки підтвердили висновки, зроблені раніше.

**Приклад 5.** Які з реакцій, наведених у прикладі 4, протікають самовільно при стандартних умовах ( $\Delta G^0_{298}$  для розрахунків – табл. дані Додатку В).

**Розв'язок.**

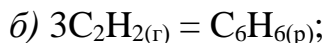
Для цього потрібно обрахувати зміну енергії Гіббса ( $\Delta G^0_{298}$ ) запропонованих реакцій. Так як  $\Delta G$  функція стану системи, то розрахунки проводимо за формулою:  $\Delta G^0_{298} = \sum G^0_{298}(\text{прод.}) - \sum G^0_{298}(\text{вих.})$ .



$$2 \cdot 289,9 \quad 2 \cdot 408,0 \quad 0 \quad \Delta G^0_{298} = 2 \cdot (-408,0) - 2 \cdot (-289,9) = -236,2 \text{ кДж}.$$

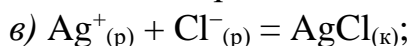
Так як  $\Delta G^0_{298}$  для даної реакції менше нуля, отже процес може протікати самовільно в стандартних умовах.





$$3 \cdot 209,2 \quad 124,5 \quad \Delta G^0_{298} = 124,5 - 3 \cdot (209,2) = -503,1 \text{ кДж};$$

Реакція може протікати самовільно в стандартних умовах.



$$77,12 \quad -131,4 \quad -155,4 \quad \Delta G^0_{298} = -155,4 - (77,12 + (-131,4)) = \\ = -101,12 \text{ кДж}.$$

Реакція може протікати самовільно в стандартних умовах.

**Приклад 6.** Як зміниться швидкість прямої реакції  $2SO_2 + O_2 \Leftrightarrow 2SO_3$ , якщо: а) збільшити концентрацію кисню втриє, б) об'єм системи зменшити вдвоє, в) об'єм системи збільшити втриє, г) тиск в системі збільшити вдвоє.

**Розв'язок.**

Запишемо кінетичне рівняння для прямої реакції:  $v = k \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2]$ . У випадку а) кінетичне рівняння матиме вигляд  $v_1 = k \cdot [SO_2]^2 \cdot 3 \cdot [O_2]$ . Отже швидкість реакції збільшиться в 3 рази. У випадку б) рівняння зміниться  $v_2 = k \cdot 2^2 \cdot [SO_2]^2 \cdot 2 \cdot [O_2] = 2^3 \cdot v = 8 \cdot v$  (так як зменшення об'єму системи приводить до зростання концентрації усіх речовин, що містяться в ній). Отже швидкість реакції збільшиться у 8 разів. Для випадку в) рівняння матиме вигляд  $v_3 = k \cdot (1/3)^2 \cdot [SO_2]^2 \cdot 1/3 \cdot [O_2] = (1/3)^3 \cdot v = 1/27 \cdot v$ . Швидкість реакції зменшиться у 27 разів. У випадку г) швидкість реакції зміниться як і у випадку б), тому що підвищення тиску приводить до зменшення об'єму системи, отже до зростання концентрації речовин в системі.

**Приклад 7.** При підвищенні температури на  $40^\circ\text{C}$  швидкість реакції збільшилась в 16 разів. Знайти: а) температурний коефіцієнт швидкості реакції; б) у скільки разів зменшиться швидкість реакції при пониженні температури на  $25^\circ\text{C}$ .

**Розв'язок.**

а) З рівняння  $v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$  отримуємо, що збільшення швидкості реакції при збільшенні температури рівне  $\gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$ . Отже можемо записати:  $16 = \gamma^{\frac{40}{10}}$ , а температурний коефіцієнт  $\gamma = \sqrt[4]{16} = 2$ .

б) При пониженні температури на  $25^\circ\text{C}$  швидкість реакції зменшиться в  $2^{\frac{25}{10}} = 2^{2,5}$  разів. Прологарифмуємо вираз, отримаємо  $a = 2^{2,5}$ ;  $\lg a = \lg 2^{2,5} = 2,5 \cdot \lg 2 = 2,5 \cdot 0,4 = 1$ ;  $a = 10$ .

Отже, швидкість реакції зменшиться в 10 разів.

**Приклад 8.** При деякій температурі константа рівноваги реакції  $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \Leftrightarrow 2HBr_{(г)}$  рівна 1. Визначити склад рівноважної суміші, якщо для реакції були взяті 1 моль  $H_2$  і 2 моль  $Br_2$ .

**Розв'язок.**

Припустимо, що об'єм реагуючої суміші 1 л. Тоді для концентрацій та кількостей молів речовин будемо використовувати однакові числові значення. Запишемо вираз константи рівноваги:  $K = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} = 1$ , де  $[HBr]$ ,  $[H_2]$ ,  $[Br_2]$  – рівноважні концентрації відповідних речовин. Щоб їх знайти, міркуємо наступним чином. З рівняння реакції видно, що 1 моль  $H_2$  реагує з 1 моль  $Br_2$ , при цьому отримується 2 моль  $HBr$ . Якщо до досягнення рівноваги прореагує  $x$  моль  $H_2$ , то  $Br_2$  прореагує теж  $x$  моль, а утвориться  $2x$  моль  $HBr$ . Рівноважні концентрації речовин в суміші складуть:

$$[H_2] = (C_0 - C_{пр.}) = (1 - x) \text{ моль/л}, [Br_2] = (2 - x) \text{ моль/л}, [HBr] = 2x \text{ моль/л}.$$

Підставляємо ці значення у вираз константи рівноваги:  $K = \frac{(2x)^2}{(1-x)(2-x)} = 1$ , звідки отримуємо  $x = 0,45$  моль/л (після розв'язку квадратного рівняння беремо лише додатній корень, так як від'ємне значення  $x$  не має фізичного змісту). Отже, по досягненню рівноваги кількості реагуючих речовин в суміші складуть:  $\nu(H_2) = (1 - 0,45) = 0,55$  моль;  $\nu(Br_2) = (2 - 0,45) = 1,55$  моль;  $\nu(HBr) = (2 \cdot 0,45) = 0,90$  моль.

## Дисперсні системи. Розчини

### Питання для підготовки:

1. Дисперсні системи, їх класифікація.
2. Загальна характеристика розчинів. Розчинення як фізико-хімічний процес. Теплові явища під час розчинення.
3. Способи вираження концентрації розчинів.
3. Взаємозв'язок різних способів вираження концентрації.
4. Розчинність твердих речовин, рідин та газів у рідинах (закон Генрі–Дальтона).
5. Явище осмосу, осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.
6. Розчини неелектролітів. Тиск пари розчинника над розчином. Перший закон Рауля.
7. Ебуліоскопія, кріоскопія. Другий закон Рауля.
8. Розчини електролітів. Основні положення теорії С. Арреніуса. Електропровідність розчинів.
9. Основні положення теорії С. Арреніуса.
10. Ступінь та константа електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Оствальда.
9. Дисоціація кислот, основ і солей. Іонні реакції у розчинах електролітів.
10. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН та рОН водних розчинів.
11. Іонні рівноваги у гетерогенних системах. Добуток розчинності.
12. Індикатори.
13. Гідроліз солей. рН при гідролізі різних типів солей.
14. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.
15. Вплив різних факторів на гідроліз.

### Задачі для самостійного розв'язування:

1. Розрахувати масову частку (у %) розчину натрій гідроксиду, одержаному розчиненням 40 г  $NaOH$  у 600 мл  $H_2O$ .

2. 1 мл 25 %-го (за масою) розчину містить 0,458 г розчиненої речовини. Яка густина цього розчину? Відповідь подати з точністю до тисячних.
3. Розрахувати молярність і мольну частку (%) розчиненої речовини в 67%-ному розчині сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  ( $\rho=1,022$  г/мл).
4. Визначити масову частку NaCl (у %) в розчині, отриманого змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь подати з точністю до десятих.
5. Знайти масу  $NaNO_3$  (в г), необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину. Відповідь подати з точністю до десятих.
6. Скільки мілілітрів 96 %-го (за масою) розчину  $H_2SO_4$  ( $\rho=1,84$  г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 н розчину? Відповідь подати з точністю до десятих.
7. Розрахувати молярність 20 %-го (за масою) розчину  $H_2SO_4$ . Відповідь подати з точністю до десятих.
8. До 100 мл 96%-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) прилили 400 мл води. Визначити нормальність розчину.
9. Розрахувати осмотичний тиск розчину (в кПа), що містить 16 г сахарози в 350 г води при 20°C. Густина розчину прийняти рівною одиниці. Відповідь подати з точністю до десятих.
10. При 293 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води, щоб понизити тиск пари на 133,3 Па? Відповідь подати з точністю до десятих.
11. При якій температурі (в °C) буде кристалізуватись 40 %-ий водний розчин етилового спирту? Відповідь подати з точністю до цілих.
12. Яку реакцію середовища показують водні розчини таких солей: а) натрій сульфід; б) алюміній хлориду; в) ферум(III) сульфату; г) барій нітрату; д) калій карбонату; е) амоній фосфату? Написати іонні та молекулярні рівняння гідролізу.
13. При зливанні водних розчинів калій карбонату та ферум (III) хлориду утворюється осад і виділяється газ. Вказати суму відносних молекулярних мас цих продуктів реакції.
14. рН 0,1 М розчину натрієвої солі деякої одноосновної органічної кислоти дорівнює 10. Визначити константу дисоціації цієї солі.
15. Визначити ступінь гідролізу і рН 0,1 М розчину калій форміату, якщо константа дисоціації  $HCOOH$  дорівнює  $1,77 \cdot 10^{-4}$ .
16. Розчинність кальцій карбонату при 35°C дорівнює  $6,9 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Обчислити добуток розчинності солі при вказаній температурі.

### Приклади розв'язування типових задач

#### Приклад 1.

Скільки грамів борної кислоти та води потрібно для приготування 250 г з масовою часткою борної кислоти 3 %?

#### *Розв'язок.*

Такого типу задачі необхідно розв'язувати за виразом для масової частки:

$$\omega = \frac{m(p.p.)}{m(p - ну)} \cdot 100\% .$$

Звідки, знаючи масу і концентрацію розчину, який потрібно приготувати, знаходимо масу борної кислоти:

$$\omega = \frac{m(H_3BO_3) \cdot 100}{m(p - ну)} \Rightarrow m(H_3BO_3) = \frac{\omega \cdot m(p - ну)}{100} = \frac{3 \cdot 250}{100} = 7,5 \text{ (г)} .$$

Води необхідно взяти:  $250 - 7,5 = 242,5 \text{ (г)}$ .

### Приклад 2.

Який об'єм 37 % розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1,19 \text{ г/мл}$ ) потрібно для приготування 1,5 л 0,2 М розчину?

#### Розв'язок.

При розв'язуванні задач, в яких з концентрованого розчину потрібно отримати менш концентрований розчин і в яких вказана кількість вихідного або кінцевого розчину, потрібно пам'ятати що в обох цих розчинах буда одна і та ж кількість розчиненої речовини. Тобто за відомою кількістю одного розчину потрібно спочатку визначити кількість розчиненої речовини, а потім кількість іншого розчину.

В цій задачі, знаючи кількість і концентрацію розчину, який потрібно приготувати, знаходимо масу хлоридної кислоти:

$$C_M = \frac{m(HCl)}{M(HCl) \cdot V(p - ну)} \Rightarrow$$

$$m(HCl) = C_M \cdot M(HCl) \cdot V(p - ну) = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 1,5 = 10,95 \text{ (г)} .$$

Знаходимо масу 37 % розчину хлоридної кислоти за масовою часткою:

$$\omega = \frac{m(HCl)}{m(p - ну)} \cdot 100\% \Rightarrow$$

$$m(p - ну) = \frac{m(HCl) \cdot 100}{\omega} = \frac{10,95 \cdot 100}{37} = 29,59 \text{ (г)} .$$

Для спрощення масову частку можна відразу підставляти у безвідсотковому вигляді для скорочення рахунків, що буде використовуватись в наступних прикладах:

$$\omega = \frac{m(HCl)}{m(p - ну)} \Rightarrow m(p - ну) = \frac{m(HCl)}{\omega} = \frac{10,95}{0,37} = 29,59 \text{ (г)} .$$

Останнім кроком є знаходження об'єму розчину:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} \Rightarrow V = \frac{29,59}{1,19} = 24,87 \text{ (мл)} .$$

### Приклад 3 .

Яку масу мідного купоросу та 20 % розчину купрум(II) сульфату потрібно взяти для приготування 500 г 25 % розчину натрій карбонату?

### Розв'язок.

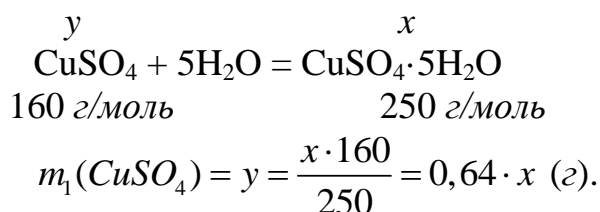
Такого типу задачі можна розв'язувати двома способами а) за виразом для масової частки, б) за правилом хреста (павука), який є більш схематичним.

а) Записуємо вираз для масової частки розчину, який потрібно приготувати з мідного купоросу та 20 % розчину. При цьому слід врахувати, що певна маса купрум(II) сульфату міститься в кристалогідраті, а інша частина купрум(II) сульфату є в 20% розчині:

$$\omega = \frac{m(p.p.) \cdot 100\%}{m(p-ну)} = \frac{m_1(Cu_2SO_4)_{кр.} + m_2(Cu_2SO_4)_{20\% p-н}}{m(p-ну)}$$

Приймаємо що маса мідного купоросу дорівнює  $x$  г, тоді маса 20 %-го розчину дорівнюватиме  $500 - x$ . Маючи ці маси можна отримати вирази для мас розчиненої речовини, які потрібно підставити у вихідне рівняння.

Масу купрум(II) сульфату в мідному купоросі можна отримати з рівняння утворення мідного купоросу:



Масу купрум(II) сульфату в 20 %-ному розчині можна отримати з виразу для масової частки:

$$\omega = \frac{m_2(CuSO_4)}{m(p-ну)} \Rightarrow m_2(CuSO_4) = \omega \cdot m(p-ну) = 0,2 \cdot (500 - x) \text{ (г)}.$$

Тепер отримані вирази для мас купрум(II) сульфату з кристалогідрату та 20 %-го розчину підставляємо у вихідне рівняння:

$$\omega = \frac{m_1(CuSO_4) + m_2(CuSO_4)}{m(p-ну)} \cdot 100 = \frac{0,64 \cdot x + 0,2 \cdot (500 - x)}{500} \cdot 100 = 25.$$

Розв'язуємо отримане рівняння:

$$0,64 \cdot x + 100 - 0,2 \cdot x = 125; 0,44 \cdot x = 25; x (m(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O)) = 56,82 \text{ (г)},$$
$$m_{(20\% p-ну)} = m_{(25\% p-ну)} - m(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = 500 - 56,82 = 443,18 \text{ (г)}.$$

б) Правило хреста (павука) застосовується для розв'язування задач, в яких вказані масові частки двох вихідних розчинів і розчину, який потрібно приготувати. Хоч в умові задачі не говориться про два вихідних розчини, але слід розуміти що будь-який кристалогідрат можна розглянути як розчин, де роль розчинника виконує кристалізаційна вода. Масову частку розчиненої речовини в такому розчині завжди можна визначити за молярними масами солі та кристалогідрата:

$$\omega = \frac{m_2(CuSO_4)}{m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} \cdot 100\% = \frac{160}{250} \cdot 100\% = 64\%.$$

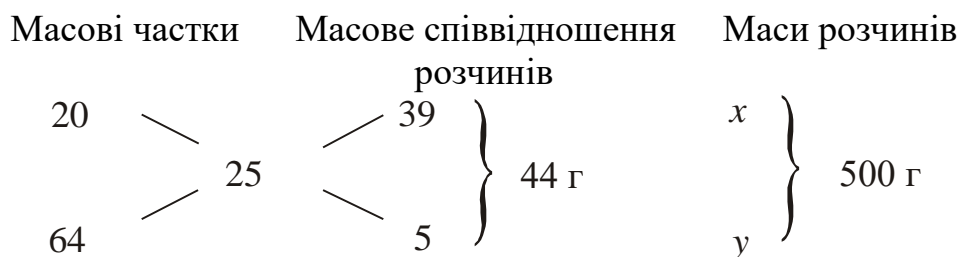
Отже, таким чином ми маємо вихідні розчини з масовою часткою натрій карбонату 20 % та 64 % і з них потрібно приготувати розчин з масовою часткою 25 %.

В інших задачах, де також прямо не говориться про масові частки розчинів, можна подати воду (розчинник) як один з розчинів, масова частка розчиненої речовини в якому б дорівнювала 0 %, а чисту безводну розчинювану речовину як один з розчинів, масова частка розчиненої речовини в якому б дорівнювала 100 %.

Схема правила хреста складається з трьох частин:

- масові частки вихідних розчинів і розчину, який готується;
- масові співвідношення вихідних розчинів, які отримуються шляхом віднімання навхрест від більшого значення масової частки менше;
- маси розчинів з умови задачі.

Підставляємо в правило хреста значення з нашої задачі:



Маючи масове співвідношення розчинів за пропорцією можна легко знайти маси 20 %-го та 64 %-го (мідного купоросу) розчинів:

$$x(m \text{ (20 \% - го розчину)}) = \frac{39 \cdot 500}{44} = 443,18 \text{ (г)},$$

$$y(m \text{ (CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O)}) = \frac{5 \cdot 500}{44} = 56,82 \text{ (г)}.$$

### Приклад 3.

Розрахувати молярність, нормальність, моляльність та мольну частку для 40%-го (за масою) розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,31 \text{ г/мл}$ ).

#### Розв'язок.

Вирішуючи хімічні задачі часто потрібно переводити одні концентрації і інші. Особливістю цих задач є те, що в немає даних ані про кількість розчину, ані про кількість розчиненої речовини, тому кількість розчину можна брати таку, як зручно для конкретної задачі. Коли задано масову частку, то найкраще прийняти кількість розчину рівну 100 г, тоді маса сульфатної кислоти в цьому розчині дорівнюватиме 40 г, а маса розчинника (води) – 60 г (100 – 40). Маючи кількості розчиненої речовини, розчинника та розчину можна визначити інші види концентрацій:

$$C_M = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(p - \text{ну})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p - \text{ну})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m(p - \text{ну})},$$

$$C_E = \frac{\nu_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(p - \text{ну})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{E(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p - \text{ну})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho}{f_{\text{екв.}} \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p - \text{ну})} = \frac{C_M}{f_{\text{екв.}}}$$

$$C_m = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m(\text{H}_2\text{O})},$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{\nu(H_2SO_4)}{\nu(H_2SO_4) + \nu(H_2O)} = \frac{\frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)}}{\frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} + \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}}$$

Тепер залишилось лише підставити відповідні значення величин у виведені формули, пам'ятаючи що при розрахунку молярності об'єм розчину береться в літрах (а отже маса розчину, яка ділиться на густину повинна бути в кілограмах), а при розрахунку молярності маса розчинника (води) береться в кілограмах:

$$C_M = \frac{40 \cdot 1,31}{98 \cdot 0,1} = 5,35 \text{ (моль/л)},$$

$$C_E = \frac{5,35}{1/2} = 10,7 \text{ (моль/л)},$$

$$C_m = \frac{40}{98 \cdot 0,06} = 6,8 \text{ (моль/кг)},$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{40/98}{40/98 \cdot 60/18} = \frac{0,41}{0,41 \cdot 3,33} = 0,11.$$

Можна було не виводити готові формули для розрахунку концентрацій, а окремо порахувати об'єм розчину та кількості моль речовин щоб їх безпосередньо підставляти у вирази для концентрацій.

#### Приклад 4.

При температурі 60°C розчинність натрій карбонату становить 31,6 г, а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчинника. Скільки кристалічної соди виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 60 до 0°C?

#### Розв'язок.

Як правило, в такого типу задачах на коефіцієнти розчинності, зокрема і в цій, потрібно знаходити масу осаду, який викристалізовується при охолодженні розчинів.

Спочатку за різницею коефіцієнтів розчинності при різних температурах знаходимо масу осаду, який виділиться з маси розчину, який відповідає коефіцієнту розчинності (кількості грам розчиненої речовини в 100 г розчинника) при 60°C:

$$m(\text{осаду Na}_2\text{CO}_3) = s(60^\circ\text{C}) - s(0^\circ\text{C}) = 31,6 - 6,75 = 24,85(\text{г}).$$

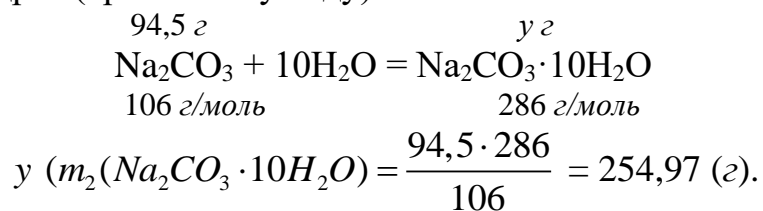
Отже з 131,6 г розчину (31,6 + 100) при охолодженні від 60 до 0°C випадає в осад 24,85 г натрій карбонату. Масу солі, яка випде при охолодженні 500 г розчину легко знайти за пропорцією:

$$\text{з } 131,5 \text{ г р-ну} - 24,85 \text{ г осаду Na}_2\text{CO}_3,$$

$$\text{з } 500 \text{ г р-ну} - x \text{ г осаду Na}_2\text{CO}_3,$$

$$x = \frac{500 \cdot 24,85}{131,5} = 94,5 \text{ (г)}.$$

Останнім кроком є перерахунок маси безводного натрій карбонату на кристалогідрат (кристалічну соду):



### Приклад 5.

У радіатор автомобіля налили 9 л води і додали 2 л метанолу ( $c = 0,8 \text{ г/мл}$ ). При якій найнижчій температурі можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі, не боячись, що вода в радіаторі замерзне?

#### Розв'язок.

Ця і дві інші наступні задачі ґрунтуються на знаннях про колігативні властивості, зокрема тут йдеться про пониження температури замерзання розчину, яке описується другим законом Рауля:

$$\Delta T_3 = K \cdot C_m,$$

де  $K$ , це криоскопічна стала води ( $K = 1,82 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$ ). Фактично, основне завдання, це розрахувати молярність розчину етанолу. Слід пам'ятати що для води  $\rho = 1 \text{ г/мл}$ , тому маса води буде дорівнює 9 кг:

$$C_m = \frac{v(\text{CH}_3\text{OH})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CH}_3\text{OH})}{M(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}.$$

Масу метилового спирту можна легко знайти знаючи його об'єм та густину:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m(\text{CH}_3\text{OH}) = \rho \cdot V(\text{CH}_3\text{OH}) = 0,8 \cdot 2 = 1,6 \text{ (кг)} = 1600 \text{ (г)},$$

$$C_m = \frac{m(\text{CH}_3\text{OH})}{M(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1600}{32 \cdot 9} = 5,56 \text{ (моль/г)},$$

$$\Delta T_3 = K \cdot C_m = 1,82 \cdot 5,56 = 10,12 \text{ (град.)}.$$

Оскільки  $\Delta T_3 = T_3(\text{H}_2\text{O}) - T_3(\text{р-ну})$ , то:

$$T_3(\text{р-ну}) = T_3(\text{H}_2\text{O}) - \Delta T_3 = 0 - 10,12 = -10,12 \text{ (град.)}.$$

### Приклад 6.

Обчислити осмотичний тиск розчину, який містить 10 г глюкози в 500 г води при  $10^\circ\text{C}$ . Густина розчину прийміть рівною 1 г/мл.

#### Розв'язок.

Ця задача на іншу колігативну властивість розчинів, а саме на осмотичний тиск:

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T$$

У вираз для осмотичного тиску можна підставити розширений вираз для розрахунку молярної концентрації. Так як згідно визначення молярної концентрації об'єм у вираз для осмотичного тиску підставлятиметься в літрах ( $((15 + 500)/1)$ ), як результат осмотичний тиск отримуємо в  $\text{кПа}$ :



$$\pi = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{M(C_6H_{12}O_6) \cdot V(p - p_0)} \cdot R \cdot T = \frac{10}{180 \cdot 0,515} \cdot 8,314 \cdot 283 = 253,8 \text{ (кПа)}.$$

### Приклад 7.

При 293 К тиск насиченої пари над чистою водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води щоб знизити тиск пари на 133,3 Па.

#### Розв'язок.

Задачі, в яких йдеться про пониження тиску пари розчинника над розчином, розв'язуються з використанням першого закону Рауля. В залежності що саме потрібно визначити в умові задачі можна використати один з двох записів цього закону:

$$p = p^0 \cdot \chi \text{ (розчинника) або } \frac{p^0 - p}{p^0} = \chi \text{ (розчиненої речовини).}$$

Тут  $p$  і  $p^0$  – це тиск пари розчинника над розчином і над чистим розчинником, відповідно, а  $p^0 - p$  – це пониження пари розчинника над розчином. Проаналізувавши умову задачі, можна побачити, що нам краще підходить другий вираз, звідки відразу можна визначити мольну частку гліцерину, а далі з мольної частки визначається і маса самого гліцерину:

$$\chi(C_3H_5(OH)_3) = \frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{133,3}{2340} = 0,057$$

$$\chi(C_3H_5(OH)_3) = \frac{\nu(C_3H_5(OH)_3)}{\nu(C_3H_5(OH)_3) + \nu(H_2O)} = \frac{\frac{m(C_3H_5(OH)_3)}{M(C_3H_5(OH)_3)}}{\frac{m(C_3H_5(OH)_3)}{M(C_3H_5(OH)_3)} + \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}} = \frac{\frac{x}{92}}{\frac{x}{92} + \frac{180}{18}}$$

$$0,057(0,011 \cdot x + 10) = 0,011 \cdot x \Rightarrow 0,010 \cdot x = 0,57 \Rightarrow x \text{ (} m(C_3H_5(OH)_3) \text{)} = 57 \text{ (г)}.$$

### Приклад 8.

Обчислити рН розчину натрій гідроксиду з концентрацією 0,02 моль/л та ступенем дисоціації 80%.

#### Розв'язок.

Записуємо рівняння дисоціації натрій гідроксиду (сильного електроліту):



З цього рівняння очевидно, що реакцію середовища визначатимуть іони  $OH^-$ . Як відомо, для лужного середовища  $pH > 7$  і розрахувати його можна за наступною формулою:

$$pH = 14 - pOH,$$

котра виводиться з іонного добутку води. Оскільки за рівнянням дисоціації видно, що з одного моля натрій гідроксиду утворюється один моль іонів  $OH^-$ , то врахувавши ступінь дисоціації отримаємо концентрацію цих іонів:

$$[OH^-] = C_M(NaOH) \cdot \alpha = 0,02 \cdot 0,8 = 0,016 \text{ (моль/л)}.$$

Тепер можна розрахувати і рН середовища:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \lg[OH^-] = 14 + \lg[0,016] = 14 - 1,8 = 12,2.$$

### Приклад 9.

Обчислити рН 0,01 М розчину ацетатної кислоти.

#### Розв'язок.

Записуємо рівняння дисоціації ацетатної кислоти (слабого електроліту):



Маючи рівняння дисоціації ацетатної кислоти можна записати вираз для константи дисоціації:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

В умові задачі вказано концентрацію ацетатної кислоти, константа дисоціації кислоти є табличною величиною; а от концентрацію ацетат іонів можна прирівняти до концентрації іонів  $\text{H}^+$ , згідно рівняння дисоціації:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+].$$

Підставляємо цю рівність у вираз константи дисоціації і визначаємо концентрацію іонів  $\text{H}^+$ :

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow$$
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,2 \cdot 10^{-4}.$$

В принципі, слід було б врахувати зменшення концентрації молекул ацетатної кислоти внаслідок її дисоціації, але оскільки це слабкий електроліт, то вплив дисоціації на концентрацію є незначний і ми ним знехтували. Тепер визначаємо рН розчину ацетатної кислоти:

$$pH = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-4} = 3,4.$$

### Приклад 10.

Розрахувати ДР плумбум йодиду, якщо відомо що його розчинність при кімнатній температурі дорівнює 0,058 г на 100 г розчину.

#### Розв'язок.

Слід записати рівняння дисоціації плумбум йодиду:



За рівнянням реакції записуємо вираз для добутку розчинності плумбум йодиду:

$$DP(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2.$$

Оскільки у вираз добутку розчинності входять молярні концентрації відповідних іонів, то на початок потрібно визначити молярність солі. Оскільки вміст плумбум йодиду надзвичайно малий, то густину розчину можна прийняти рівною одиниці, тоді об'єм розчину отримуємо 100,058 мл  $\approx$  0,1 л. Виходячи з цього припущення розраховуємо молярну концентрацію солі:

$$C_M(\text{PbI}_2) = \frac{m(\text{PbI}_2)}{M(\text{PbI}_2) \cdot V(p - ну)} = \frac{0,058}{461 \cdot 0,1} = 1,26 \cdot 10^{-3} (\text{моль/л}).$$

Враховуючи, що усі солі сильні електроліти (ступінь дисоціації приймаємо рівним одиниці) і за рівнянням реакції з 1 моля солі утворюється 1 моль іонів  $Pb^{2+}$  та 2 молі іонів  $I^-$  підставляємо відповідні концентрації у вираз добутку розчинності:

$$DP(PbI_2) = (1,26 \cdot 10^{-3}) \cdot (2 \cdot 1,26 \cdot 10^{-3})^2 = 2,0 \cdot 10^{-9}.$$

### Приклад 11.

Визначити розчинність аргентум карбонату у воді.

#### Розв'язок.

Записуємо рівняння дисоціації аргентум карбонату та вираз для добутку розчинності:



$$DP = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}].$$

Якщо прийняти що розчинність аргентум карбонату дорівнює  $s$ , і що він в розчині дисоціює повністю, то згідно рівняння реакції дисоціації утворюється  $2s$  іонів  $Ag^+$  та  $s$  карбонат іонів. Ці величини підставляємо у вираз добутку розчинності:

$$DP = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{DP}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,15 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,15 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

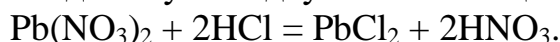
Отримане значення показує розчинність Аргентум карбонату у воді.

### Приклад 12.

Чи випаде осад під час змішування 100 мл 0,02 М розчину плюмбум нітрату з 200 мл 0,02 н розчину хлоридної кислоти.

#### Розв'язок.

Осад нерозчинної сполуки випадатиме тоді, коли добуток концентрацій відповідних іонів перевищуватиме значення добутку розчинності сполуки. В даному випадку матиме місце така реакція:



Нерозчинною сполукою, котра може випасти в осад є плюмбум хлорид, для якої можна записати рівняння дисоціації та вираз добутку розчинності:



$$DP = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = 2,12 \cdot 10^{-5}.$$

Так ось, умовою випадання осаду буде виконання наступної умови:

$$[Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 > DP (2,12 \cdot 10^{-5}).$$

Під час розрахунку добутку концентрацій слід враховувати, що концентрації іонів зменшуються в порівнянні з вихідними внаслідок збільшення загального об'єму розчину при зливанні. Нові концентрації іонів можна визначити з такої формули:

$$C' \cdot V' = C \cdot V.$$

Новий об'єм розчину буде дорівнює сумі вихідних об'ємів розчинів Плюмбум нітрату та хлоридної кислоти:

$$V' = V(\text{р-ну } Pb(NO_3)_2) + V(\text{р-ну } HCl) = 100 + 200 = 300 \text{ (мл)}.$$

Знаходимо нові концентрації іонів  $Pb^{2+}$  та  $Cl^-$ :

$$[\text{Pb}^{2+}]' = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \cdot V(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)}{V'} = \frac{0,02 \cdot 0,01}{0,03} = 0,0067 = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ (моль/л)},$$

$$[\text{Cl}^-]' = \frac{[\text{Cl}^-] \cdot V(\text{HCl})}{V'} = \frac{0,02 \cdot 0,02}{0,03} = 0,013 = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/л)}.$$

Отримані значення концентрацій перемножаємо з врахуванням відповідних показників степенів як у виразі для добутку розчинності та порівнюємо з числовим значенням добутку розчинності:

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 6,7 \cdot 10^{-3} \cdot (1,3 \cdot 10^{-2})^2 = 1,13 \cdot 10^{-6} < 2,12 \cdot 10^{-5}.$$

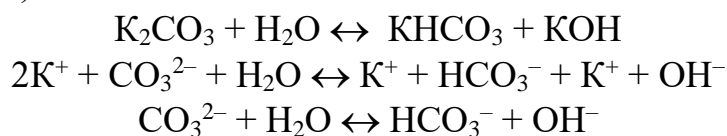
Отже осад випадати не буде.

### Приклад 13.

Розрахувати ступінь гідролізу та рН в 0,1 н розчині калій карбонату, враховуючи лише першу ступінь гідролізу.

#### Розв'язок.

Спочатку записуємо рівняння реакції гідролізу (молекулярне, іонне та іонне скорочене):



Оскільки сіль калій карбонат утворена сильною основою (KOH) та слабкою кислотою ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), то в результаті реакції гідролізу утворюватиметься лужне середовище (іони  $\text{OH}^-$  в скороченому іонному рівнянні). На основі скороченого іонного рівняння реакції гідролізу записуємо вираз для константи гідролізу:

$$K = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K_r = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]}.$$

Згідно з рівнянням реакції кількості іонів  $\text{HCO}_3^-$  та  $\text{OH}^-$  є однаковими, що можна врахувати у виразі для константи гідролізу для знаходження концентрації гідроксил іонів:

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CO}_3^{2-}]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_r \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}.$$

Оскільки в умові задачі нічого не сказано про ступінь дисоціації натрій карбонату, то його приймаємо рівним одиниці і згідно рівняння реакції концентрація карбонат іонів буде дорівнює вихідній концентрації натрій карбонату. Оскільки в довідникових таблицях немає констант гідролізу солей, то  $K_r$  потрібно розрахувати за константою дисоціації слабого електроліту (в цій задачі це карбонатна кислота). Якщо у виразі для константи гідролізу чисельник та знаменник домножити на концентрацію іонів  $\text{H}^+$ , то отримаємо наступний вираз:

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}^+]}$$

В чисельнику ми маємо іонний добуток води ( $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ ), а в знаменнику константу дисоціації карбонатної кислоти за другим ступенем, або інакше

кажучи, константу дисоціації іону  $\text{HCO}_3^-$  ( $\frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$ ). Підставивши чисельні значення цих констант у вираз константи гідролізу калій карбонату можна отримати її значення:

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HCO}_3^-}} = \frac{10^{-14}}{4,69 \cdot 10^{-14}} = 2,1 \cdot 10^{-2}.$$

Маючи значення константи гідролізу та концентрації карбонат іону (при переході від нормальності розчину Калій карбонату до молярності ми не ділимо нормальність на 2, оскільки гідроліз ми враховуємо лише за першою стадією і тому фактор еквівалентності для карбонату дорівнює 1) знаходимо концентрацію іонів  $\text{OH}^-$ :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_r \cdot [\text{CO}_3^{2-}]} = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1} = 4,6 \cdot 10^{-2}.$$

Маючи значення концентрації гідроксид іонів можна знайти рН розчину:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg(4,6 \cdot 10^{-2}) = 14 - 1,3 = 12,7.$$

Щодо ступеню гідролізу ( $h$ ), то його знаходимо за наступною формулою:

$$K_r = \frac{C \cdot h^2}{1 - h}.$$

Для малих значень ступеню гідролізу цей вираз можна спростити:

$$K_r = C \cdot h^2 \Rightarrow h = \sqrt{\frac{K_r}{C}} = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-2}}{0,1}} = 0,46.$$

#### Приклад 14.

Розчин, який містить 0,53 г натрій карбонату в 200 г води замерзає при  $-0,13^\circ\text{C}$ . Обчислити уявний ступінь дисоціації солі.

#### Розв'язок.

Для розв'язування таких задач потрібно згадати про те, що закони колігативних властивостей для розчинів електролітів дають значні похибки, що пов'язано із значним збільшенням кількості частинок в розчині внаслідок процесу дисоціації:



З однієї молекули солі утворюється три іони, а, отже, і експериментально визначені значення колігативних властивостей (зниження температури замерзання розчину) будуть перевищувати теоретично розраховані, що описується ізотонічним коефіцієнтом:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{3експ.}}}{\Delta T_{\text{3теор.}}},$$

який безпосередньо зв'язаний із ступенем дисоціації електроліту:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}.$$

Спочатку визначимо теоретичне значення зміни температури замерзання розчину натрій карбонату:

$$\Delta T_3 = K \cdot C_M = K \cdot \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = 1,86 \cdot \frac{0,53 \cdot 1000}{106 \cdot 200} = 0,0465 (^{\circ}\text{C}).$$

Тепер знаходимо ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{0,13}{0,0465} = 2,8.$$

Останній крок – розрахунок уявного ступеня дисоціації. Як було показано вище, під час дисоціації натрій карбонату утворюється три іони, отже число  $n$  береться рівне 3:

$$\alpha = \frac{2,8 - 1}{3 - 1} = 0,9.$$

Аналогічно розв'язуються задачі і на осмотичний тиск чи тиск пари розчинника над розчинами електrolітів.

## Окисно-відновні процеси

### Питання для самопідготовки:

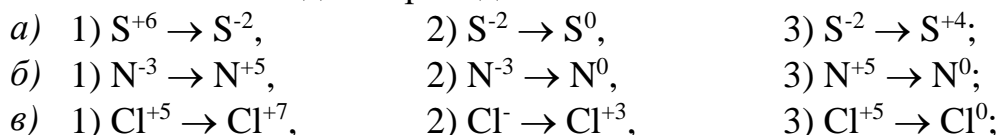
1. Окисно – відновні реакції та реакції невалентних перетворень. Різниця між валентністю і ступенем окиснення елемента.
2. Найважливіші окислювачі і відновники.
3. Типи окислювально-відновних реакцій.
4. Шкала електронегативностей.
5. Зміна електронегативностей за періодами і групами.
6. Метод електронного балансу.
7. Іонно–електронний метод (метод напівреакцій).
8. Можливість проходження окисно – відновних процесів.
9. Вплив рН - середовища на окисну дію  $\text{KMnO}_4$ .
10. Вплив кислотності середовища на окисну дію  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
11. Гальванічні елементи.
12. Стандартні окисно–відновні потенціали.
13. Еквіваленти окисника і відновника в окисно–відновних реакціях.
14. Електроліз.
15. Значення окисно-відновних реакцій у природі, техніці.

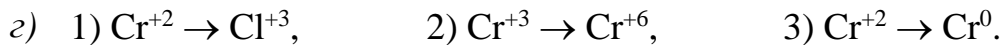
### Задачі та вправи для самостійного розв'язування:

1. Визначити ступінь окиснення Нітрогену в таких сполуках:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ .
2. Які з нижченаведених реакцій відносяться до окисно–відновних:
  - а)  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ ;
  - б)  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ ;
  - в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
  - г)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
  - д)  $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$ ;
  - е)  $3\text{Br}_2 + 6\text{KOH} = \text{KBrO}_3 + 5\text{KBr} + 3\text{H}_2\text{O}$ ?

Відповідь обґрунтуйте і вкажіть в окисно–відновних реакціях окисник і відновник.

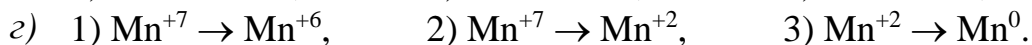
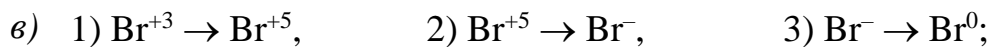
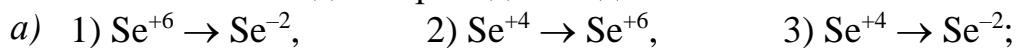
3. Визначити в яких випадках проходить окиснення:





Вкажіть число електронів, що приймає участь у процесі.

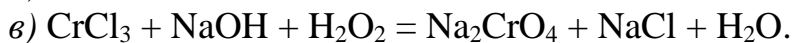
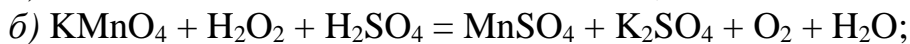
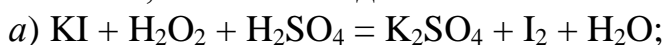
5. Визначити в яких випадках проходить відновлення:



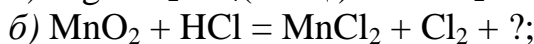
Вкажіть число електронів, що приймає участь у процесі.

5. Чому дорівнює еквівалент і еквівалентна маса калій перхлорату  $\text{KClO}_4$ , якщо він відновлюється до: а) хлор диоксиду; б) вільного хлору; в) до хлорид-іона?

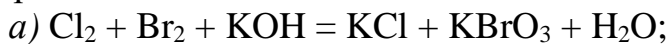
6. Користуючись методом електронного балансу, урівняти рівняння реакцій і вказати, у яких із наведених перетворень пероксид водню є окисником, а в яких – відновником:



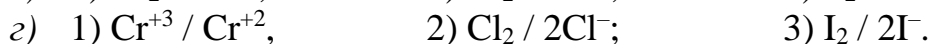
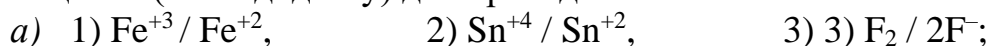
7. Закінчити рівняння реакцій, складіть електронний баланс, вказати процеси окиснення і відновлення:



8. Закінчити рівняння реакцій, напишіть рівняння в іонно-молекулярній формі:

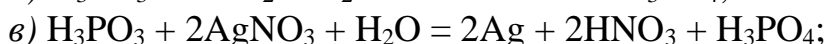
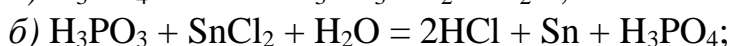
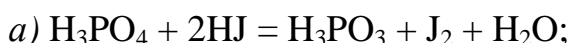


9. Виписати значення стандартних окислювально-відновних (електродних) потенціалів (табл. додатку) для приведених нижче систем:



Розмістити ці системи по зростаючій окислювальній здатності.

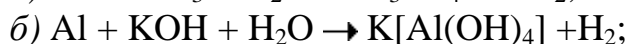
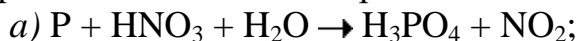
10. Виписати значення стандартних окислювально-відновних (електродних) потенціалів (табл. додатку) для приведених нижче систем:



Розрахувати різницю потенціалів для кожної реакції. Які з наведених нижче реакцій можуть протікати самовільно?

11. Розрахувати величину окислювально-відновного потенціалу процесу  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$  при концентраціях  $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{Cr}^{3+}] = 0,1\text{M}$  і  $\text{pH} = 1$ .

12. Урівняти методом електронно-іонного балансу реакції:



Користуючись табличними даними розрахувати для стандартних умов  $\Delta E^o$  та  $\Delta G^o$  цих реакцій.

13. Зобразити схеми електролізу водного розчину і розплаву калій хлориду на вугільних електродах. Які речовини є продуктами електролізу в кожному випадку?
14. При електролізі водного розчину  $Cr_2(SO_4)_3$  струмом 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу (хв) проводили електроліз?
15. Обчислити масу йоду (г) і об'єм нітроген монооксиду (л) (н.у.), які виділилися при додаванні 30 мл 0,2 н. розчину  $KNO_2$  до надлишку підкисленого розчину KI.

### Приклади розв'язування типових задач

#### Приклад 1.

Визначити ступінь окиснення елементів в наступних сполуках:  $K_2MnO_4$ ,  $Al_2(SO_3)_3$ ,  $C_2H_5OH$ .

#### *Розв'язок.*

В складних сполуках ступінь окиснення елементів, для яких він змінюється, визначається з наступних правил:

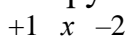
1. Молекула завжди електронейтральна. Отже, сума ступенів окиснення усіх елементів сполуки повинна дорівнювати 0; сума ступенів окиснення усіх елементів, які входять до складу іона, повинна дорівнювати заряду іона.

2. Ступінь окиснення Гідрогену у всіх сполуках за винятком гідридів металів дорівнює +1 (в гідридах металів ступінь окиснення Гідрогену дорівнює -1).

3. Ступінь окиснення Оксигену в переважній більшості сполук дорівнює - 2. Інші ступені окиснення Оксиген має в пероксидах (-1), надпероксидах (-1/2), озонідах (-1/3) та в оксиген фториді  $OF_2$  (+2).

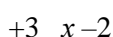
4. Ступінь окиснення елемента в простій сполуці завжди дорівнює 0.

5. Ступінь окиснення металів у сполуках завжди додатний. Максимальний ступінь окиснення елементів (за винятком Купруму, Аргентуму, Ауруму, Оксигену та Флуору) дорівнює номеру групи періодичної системи. Відвідно в усіх своїх сполуках лужні метали матимуть ступінь окиснення +1, лужноземельні метали, Берилій та Магній матимуть ступінь окиснення +2. В органічних сполуках в основу береться положення(окрім вище сказаного), що сума ступенів окиснення кожного атома Карбону та сполучених з них груп повинна дорівнювати нулю.



$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

Отже ступінь окиснення Мангану в калій перманганаті дорівнює +6.

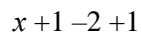






$$2 \cdot (+3) + 3 \cdot x + 3 \cdot 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +4$$

Отже ступінь окиснення Сульфуру в алюміній сульфаті дорівнює +4.

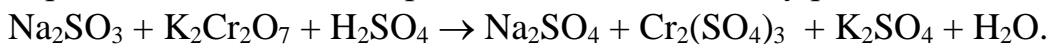


$$2 \cdot x + 6 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow 2 \cdot x = -4 \Rightarrow x = -2.$$

Отже ступінь окиснення карбону в етанолі дорівнює -2.

## Приклад 2.

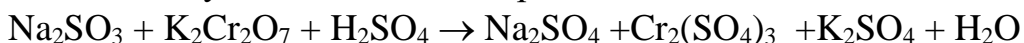
Урівняти методом напівреакцій окисно-відновну реакцію:



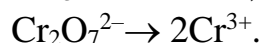
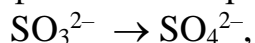
### Розв'язок.

Окисно-відновні реакції в розчинах проходять у всіх можливих середовищах (кисле, лужне, нейтральне). Спочатку потрібно визначити молекули чи іони, в яких елементи змінюють ступінь окиснення в ході реакції. Наступний крок, це урівнювання лівої та правої частин напівреакцій за елементами. В *кислому середовищі* це робиться за допомогою домноження на відповідні коефіцієнти та додавання молекул води та іонів середовища  $\text{H}^+$ . Урівнювання напівреакцій в *лужному середовищі* відбувається за допомогою іонів середовища  $\text{OH}^-$  та молекул води. На відміну від кислого середовища молекули води додаються до тієї сторони напівреакції де більше атомів Оксигену, а іони  $\text{OH}^-$  туди де атомів Оксигену бракує. Урівнювання напівреакцій в *нейтральному середовищі* мають ту особливість, що до обох напівреакцій в лівій частині напівреакцій додається вода, а в правій частині можуть утворюватись як іони кислого середовища ( $\text{H}^+$ ), так і іони лужного середовища ( $\text{OH}^-$ ) в залежності від того, яку кількість оксигену потрібно урівняти. Тепер потрібно урівняти заряди за допомогою електронів, пам'ятаючи, що сумарний заряд кожної напівреакції в окисно-відновній реакції має бути однаковим. Оскільки кількість відданих електронів відновником повинна дорівнювати кількості приєднаних електронів окисником то необхідно скласти електронний баланс, через поділ спільного кратного на кількості приєднаних і відданих електронів. Отримані коефіцієнти з електронного балансу переносимо в молекулярне рівняння. Далі слід проставити коефіцієнти біля інших речовин.

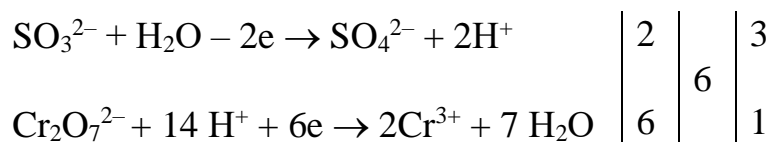
1. У випадку окисно-відновної реакції:



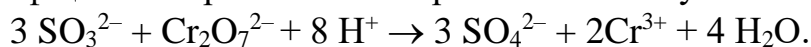
сульфіт-іон переходить в сульфат-іон та біхромат- іон переходить у Cr(III):



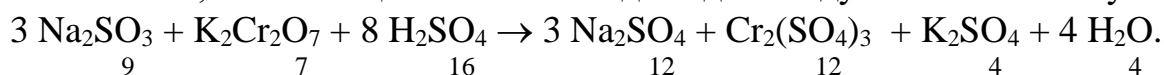
2. Далі урівнюються ліва та права частини напівреакцій за елементами, домножаючи на відповідні коефіцієнти та додаючи молекули води та іони середовища  $\text{H}^+$  (кисле середовище); урівнюються заряди за допомогою електронів і складається електронний баланс:



5. Тепер записується сумарне рівняння реакції, враховуючи додаткові коефіцієнти отримані з електронного балансу:

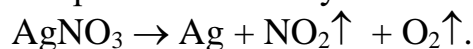


6. Отримані коефіцієнти переносяться в головне (молекулярне рівняння). Коефіцієнти біля речовин, котрі не брали участі в напівреакціях, визначаються шляхом урівнювання кількості відповідних атомів (в нашому випадку коефіцієнт біля  $\text{K}_2\text{SO}_4$  визначають за кількістю Калію та Сульфуру і він дорівнює одиниці). Останнім кроком, зазвичай, є перевірка за Оксигеном, оскільки цей елемент входить до складу більшості сполук.



### Приклад 3.

Урівняти методом електронного балансу окисно-відновну реакцію:



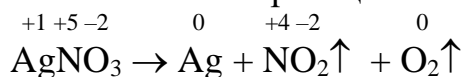
#### Розв'язок.

В попередньому прикладі проведено аналіз урівнювання окисно-відновних реакцій методом напівреакцій, однак незважаючи на повноту урівнювання цим методом він має суттєвий недолік. Метод напівреакцій не можна застосовувати для урівнювання рівнянь, які відбуваються без участі розчинника та іонів середовища. Для таких реакцій застосовують метод електронного балансу. Наведені в прикладі рівняння мають також певні особливості.

Спочатку слід визначити ступені окиснення усіх елементів як у вихідних речовинах, так і в продуктах реакції, щоб визначити окисник і відновник. Далі урівняти заряди за допомогою електронів, скласти електронний баланс, через поділ спільного кратного на кількості приєднаних і відданих електронів. Отримані коефіцієнти з електронного балансу переносимо в молекулярне рівняння. Далі слід проставити коефіцієнти біля інших речовин.

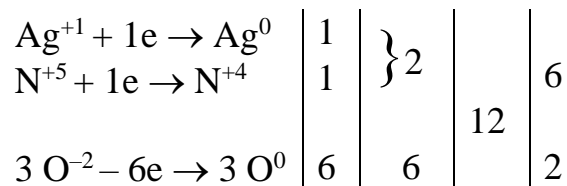
В окисно-відновній реакції:  $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ :

1. Визначаємо ступені окиснення усіх елементів у речовинах, які змінюють ступінь окиснення в хімічній реакції:

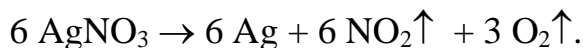


2. Урівнювання такого рівняння має певні складності, оскільки в ньому більше ніж два елементи змінюють ступені окиснення, окрім того всі вони входять до складу однієї і тієї ж молекули: Аргентум, який понижує ступінь окиснення від +1 до 0 (окисник) і Нітроген, який є ще одним окисником (ступінь окиснення понижується від +5 до +4) та Оксиген, який підвищує ступінь окиснення від -2 до 0 (відновник). Співвідношення між Нітрогеном та Оксигеном повинно залишитись 1:3.

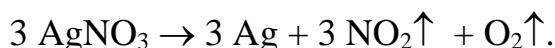
3. Урівнюються заряди за допомогою електронів і складається електронний баланс:



4. Отримані коефіцієнти з електронного балансу переносимо в молекулярне рівняння:



5. Скорочуємо на "3":



#### Приклад 4.

Обчислити ЕРС гальванічного елемента, складеного з таких електродів: нікелевий електрод, занурений в 0,02 н розчин  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ , і залізний – в 0,002 н розчин  $\text{FeCl}_2$ .

#### Розв'язок.

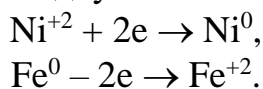
В гальванічному елементі завжди проходить два паралельних процеси: окиснення та відновлення на двох електродах: катоді та аноді. Електрорушійна сила гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів електродів. Потенціал електроду визначають за рівнянням Нернста:

$$E = E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}]}, \text{ яке можна спростити якщо підставити значення}$$

універсальної газової сталої, стандартної температури, сталої Фарадея та перейти від натурального логарифму до десяткового. Також для спрощення наступних розрахунків варто поміняти в логарифмі місцями

$$\text{концентрації окисненої та відновленої форм: } E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}.$$
 Щоб

визначити  $n$  (кількість електронів, які беруть участь в реакції на електроді) потрібно записати процеси які відбуваються на електродах:



В обох реакціях відновленою формою є метали, і оскільки металічний стан це тверда фаза, то концентрація відновленої форми в рівняння Нернста не входить для обох електродних процесів:

$$\begin{array}{l} E_{\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}^0} = E^0_{\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}^0} + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[\text{Ni}^{+2}], \\ E_{\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^0} = E^0_{\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^0} + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[\text{Fe}^{+2}]. \end{array}$$

Так як в умові задачі подано нормальності розчинів солей нікелю та феруму то їх потрібно перевести в молярні концентрації перед підставлянням в рівняння Нернста. Для  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{FeCl}_2$  перехід від  $C_n$  до  $C_m$  здійснюватиметься однаково (до складу обох солей входить по одному катіону і обидва метали в цих солях є двовалентними):

$$C_M = C_H/2$$

$$C_M(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) = 0,02/2 = 0,01 \text{ (моль/л)},$$

$$C_M(\text{FeCl}_2) = 0,002/2 = 0,001 \text{ (моль/л)}.$$

Оскільки обидві солі є сильними електролітами, то в розчині вони дисоціюватимуть повністю і концентрації катіонів нікелю та феруму дорівнюватимуть вихідним концентраціям відповідних солей. Враховуючи це знаходимо потенціали обох електродів:

$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[\text{SO}_3^{2-}] \cdot [\text{OH}^-]^2}{[\text{SO}_4^{2-}]},$$

$$E_{\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}^0} = -0,238 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,01 = -0,238 + \frac{0,059 \cdot 2}{2} = -0,297 \text{ (В)},$$

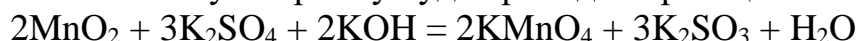
$$E_{\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^0} = -0,440 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,001 = -0,440 + \frac{0,059 \cdot 3}{2} = -0,529 \text{ (В)}.$$

Знаючи електродні потенціали обох електродів дуже легко порахувати електрорушійну силу гальванічного елемента:

$$E_{\text{P.C.}} = E_{\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}^0} - E_{\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^0} = -0,297 - (-0,529) = 0,232 \text{ (В)}.$$

### Приклад 5.

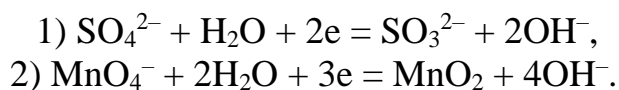
Визначити в якому напрямку буде проходити реакція:



в середовищі з рН рівним 12 та наступними концентраціями інших речовин  $C_M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,02$  моль/л,  $C_M(\text{K}_2\text{SO}_3) = 0,005$  моль/л,  $C_M(\text{KMnO}_4) = 0,4$  моль/л.

#### Розв'язок.

Щоб розв'язати такого типу задачу потрібно визначити потенціали обох можливих напівреакцій, як реакцій відновлення, при вказаних концентраціях речовин і порівняти їх між собою. Та напівреакція, для якої потенціал виявиться вищим, буде проходити у прямому напрямку. Для нашого рівняння напівреакції для процесів відновлення будуть наступними:



В таблиці стандартних електродних потенціалів потрібно знайти потенціали обох напівреакцій і підставити їх в рівняння Нернста (як і в попередньому прикладі ми використовуємо спрощений варіант рівняння) разом з концентраціями відповідних речовин:

$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[\text{SO}_3^{2-}] \cdot [\text{OH}^-]^2}{[\text{SO}_4^{2-}]}, \quad E_2 = E_2^0 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg \frac{[\text{OH}^-]^4}{[\text{MnO}_4^-]}.$$

В рівняння Нернста для другої напівреакції не входить концентрація манган(IV) оксиду, оскільки це нерозчинний оксид, який перебуває в твердій фазі і його в рівняння Нернста включати не можна. Останнє що залишилось, це порахувати концентрацію гідроксид іонів:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{14-\text{pH}},$$

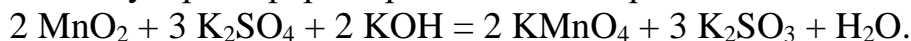
$$[\text{OH}^-] = 10^{14-12} = 10^2 = 0,01 \text{ (моль/л)}.$$

Тепер можна порахувати потенціали для обох напівреакцій:

$$E_1 = -0,932 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[0,005] \cdot [0,01]^2}{[0,02]} = -1,068(\text{В}),$$

$$E_2 = 0,600 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg \frac{[0,01]^4}{[0,4]} = 0,450(\text{В}).$$

Оскільки  $E_2 (0,450) > E_1 (-1,068)$ , то в прямому напрямку відбуватиметься друга напівреакція:  $\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e} = \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$ , а отже реакція записана в молекулярній формі проходитиме з права на ліво:



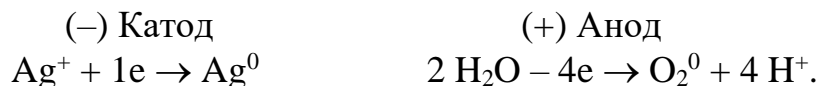
←

### Приклад 6.

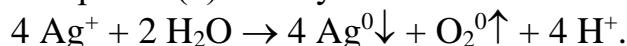
Внаслідок повного електролізу аргентум нітрату, що містився в розчині масою 800 г, одержали 44 г металу. Розрахувати: а) об'єм газу (н.у), що виділився на аноді; б) масову частку солі у вихідному розчині (%).

#### Розв'язок.

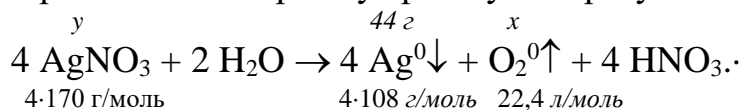
Спочатку розглянемо електродні процеси на інертних електродах, враховуючи що в розчині знаходяться катіони  $\text{Ag}^+$ , аніони  $\text{NO}_3^-$  та молекули розчинника ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Оскільки  $\text{Ag}$  в електрохімічному ряді напруг знаходиться після  $\text{Al}$ , то на катоді реагуватимуть іони  $\text{Ag}^+$ , а не молекули води, на аноді ж будуть реагувати молекули води а не оксигенвмісні аніони  $\text{NO}_3^-$ .



Враховавши спільне кратне (4) записуємо загальне іонне рівняння реакції:



Визначити об'єм кисню, що виділився на аноді, та масу солі в розчині можна з рівняння електролізу аргентум нітрату:



$$x(V_{\text{O}_2}) = \frac{22,4 \cdot 44}{4 \cdot 108} = 2,28 \text{ (л)},$$

$$y(m_{\text{AgNO}_3}) = \frac{4 \cdot 170 \cdot 44}{4 \cdot 108} = 69,26 \text{ (г)}.$$

Тоді масову частку вихідного розчину аргентум нітрату можна визначити за формулою:

$$\omega_{(p-ny)} = \frac{m_{(\text{AgNO}_3)}}{m_{(p-ny)}} \cdot 100 = \frac{69,26}{800} \cdot 100 = 8,66 \text{ (\%)}.$$

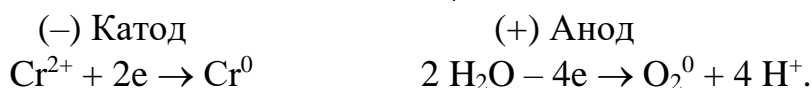
Отже, при електролізі 800 г розчину аргентум нітрату з масовою часткою 8,66 % виділяється 2,28 г кисню, а масова частка  $\text{AgNO}_3$  у вихідному розчині становить 8,66 %.

### Приклад 7.

Протягом якого часу (в хв) необхідно проводили електроліз водного розчину  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  струмом силою 2 А, щоб маса катоду збільшилась на 8 г. Записати схему електролізу з інертними електродами.

#### Розв'язок.

Під час розв'язування задач на електроліз завжди слід починати із запису процесів на електродах. Спочатку розглянемо електродні процеси на інертних електродах, враховуючи що в розчині знаходяться катіони  $\text{Cr}^{2+}$ , аніони  $\text{SO}_4^{2-}$  та молекули розчинника ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Оскільки Хром в електрохімічному ряді напруг знаходиться після Алюмінію, то на катоді реагуватимуть іони  $\text{Cr}^{2+}$ , а не молекули води, на аноді ж будуть реагувати молекули води а не оксигенвмісні аніони  $\text{SO}_4^{2-}$ .



Врахувавши спільне кратне (2) записуємо загальне іонне рівняння реакції:



Тепер можна використати закон Фарадея:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot \tau}{n \cdot F},$$

де  $M$  – молярна маса речовини, котра реагує на одному з електродів (в нашому випадку це Cr),  $I$  – сила струму в А,  $\tau$  – час в с,  $n$  – кількість електронів, які беруть участь в окисно-відновному процесі на електроді (в нашому випадку це 2 електрони) і  $F$  – стала Фарадея, котра дорівнює 96485 Кл/моль. Визначаємо час необхідний для електролізу розчину хром(II) сульфату:

$$\tau = \frac{m \cdot n \cdot F}{M \cdot I} = \frac{8 \cdot 2 \cdot 96485}{52 \cdot 2} = 14843,85 \text{ (с)} = 247,4 \text{ (хв)}.$$

### Приклад 8.

Складіть схему гальванічного елемента, у якому електродами є залізо та мідь, занурені в розчини їхніх солей із концентраціями йонів  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$  моль·л<sup>-1</sup>,  $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,05$  моль·л<sup>-1</sup>. Складіть рівняння електродних процесів та загальне рівняння роботи гальванічного елемента, обчисліть його електрорушійну силу (ЕРС).

#### Розв'язок.

Для складання схеми гальванічного елемента знаходимо в табл. додатку стандартні електродні потенціали металів:  $\varphi^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,441 \text{ В}$ ;  $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = +0,338 \text{ В}$ .

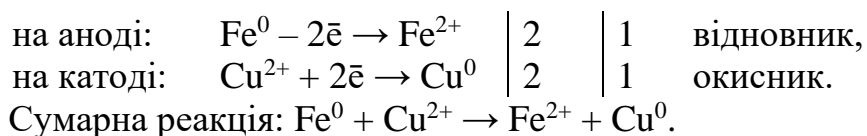
Оскільки залізо має менше значення стандартного електродного потенціалу, то залізний електрод – це анод, а мідний – катод.

Схема гальванічного елемента має вигляд:



У схемі анод знаходиться ліворуч. Вертикальна риска означає поверхню поділу фаз між електродом (металом) та розчином електроліту

(йонами металу), у який занурено електрод. Подвійна риска означає перетинку між двома розчинами. На аноді проходить окиснення заліза з переходом його у вигляді йонів  $\text{Fe}^{2+}$  в розчин. Отже, матеріал анода розчиняється у процесі роботи гальванічного елемента. На катоді відбувається відновлення йонів  $\text{Cu}^{2+}$  з перетворенням їх у вільну мідь, яка відкладається на катоді, маса катода збільшується. Ці процеси описуються наступними рівняннями:



Для розрахунку ЕРС потрібно визначити за рівнянням Нернста потенціали електродів:

$$\text{анод: } \varphi_a = -0,441 + 0,059/2 \cdot \lg 0,01 = -0,499 \text{ (В)},$$

$$\text{катод: } \varphi_k = 0,338 + 0,059/2 \cdot \lg 0,05 = 0,299 \text{ (В)}.$$

$$\text{Тоді ЕРС} = \varphi_k - \varphi_a = 0,299 - (-0,499) = 0,798 \text{ В}.$$

### ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3 Властивості s-елементів періодичної системи

#### Питання для самопідготовки:

1. **Гідроген:** положення Гідрогену в Періодичній системі та специфічність його властивостей. Ізотопи Гідрогену. 2. Існування у природі. Добування водню в промисловості та в лабораторії. Застосування водню. 3. Фізичні та хімічні властивості водню. 4. Бінарні сполуки Гідрогену; вода; пероксигідроген. 5. **Елементи I групи (лужні метали):** електронна будова атомів і типи зв'язків у сполуках. 6. Поширення у природі, методи добування та фізичні властивості. 7. Взаємодія лужних металів з галогенами, сіркою, азотом. 8. Оксиди, пероксиди, надпероксиди й озоніди лужних металів. 9. Відношення лужних металів до води, кислот та основ. 10. Карбонати, гідрокарбонати та нітрата лужних металів. Їх історичні назви. 11. Біологічна функція лужних металів. 12. **Елементи II групи:** загальна характеристика, електронна будова атомів та типи зв'язків у сполуках. 13. Берилій: добування, фізичні властивості, застосування. 14. Хімічні властивості берилію. 15. Токсична дія сполук Берилію. 16. Магній: добування, фізичні властивості, застосування. 17. Хімічні властивості магнію. 18. Біологічна дія сполук магнію. 19. **Підгрупа Кальцію (лужноземельні метали):** існування у природі, методи добування та фізичні властивості, застосування. 20. Взаємодія простих речовин з неметалами (галогени, вуглець, азот, водень), відношення до дії води, кислот і лугів. 21. Оксиди та гідроксиди лужноземельних металів. Вапняна та баритова вода. 22. Солі елементів підгрупи Кальцію. 23. Гідриди, нітриди, карбіді елементів підгрупи Кальцію. 24. Твердість води та способи її усунення. 25. Біологічна функція і токсикологічна дія сполук лужноземельних металів.

**Задачі для самостійного розв'язування:**

1. Скільки літрів водню виділиться внаслідок взаємодії 1,5 моль натрію з водою?
2. Скільки літрів водню виділиться, якщо подіяти хлоридною кислотою на 229 г суміші мідних, магнієвих і алюмінієвих ошурок, якщо масове співвідношення металів у суміші дорівнює 1:1:2?
3. Скільки грамів 3,4 % -ного розчину  $H_2O_2$  потрібно для окислення 100 мл 1 М розчину  $FeSO_4$  у присутності  $H_2SO_4$ ?
4. Який об'єм (л) 1 М розчину їдкого калію треба взяти, щоб 200 г купрум(II) сульфату перетворити в купрум(II) гідроксид?
5. Обчислити, скільки грамів їдкого натру можна добути в результаті взаємодії 21,2 г натрій карбонату з відповідною кількістю кальцій гідроксиду?
6. При прожарюванні 30 г кристалогідрату кальцій сульфату виділяється 6,28 г води. Подайте відповідь як кількість молекул води, що входить до складу кристалогідрату.
7. При розчиненні в кислоті 5,00 г  $CaO$ , що містить домішки  $CaCO_3$ , виділилося 140 мл газу, об'єм якого було виміряно за нормальних умов. Скільки процентів  $CaCO_3$  (за масою) міститься у вихідній наважці?
8. До розчину, в якому міститься 20 г сульфатної кислоти, додали 18 г розчину їдкого натру. Яку реакцію має добутий розчин?
9. Розчинність калій біхромату у воді становить 12,3 г ( $20^\circ C$ ) та 73,0 г ( $80^\circ C$ ) на 100 г води. Скільки осаду випаде при охолодженні 300 г насиченого розчину цієї солі від  $80$  до  $20^\circ C$ ?
10. При взаємодії хлоридної кислоти з сумішшю магнію і магній карбонату виділилося 11,2 л газу (н.у.). Після спалювання газу і конденсації водяних парів об'єм газу зменшився до 4,48 л (у.н.). Визначити масову частку магній карбонату в суміші.
11. При кип'ятінні розчину калій гідрокарбонату (втратами води знехтувати) отримали розчин калій карбонату з масовою часткою 3,49 %. Якою була початкова концентрація калій гідрокарбонату?
12. Скільки кілограмів 30%-ного розчину калій хлориду слід узяти, щоб добути за допомогою електролізу 50 кг їдкого калію?
13. Маса чистих натрій хлориду та іодиду дорівнює 0,4 г. Розчин цієї суміші з розчином аргентум(I) нітрату дає осад, маса якого 0,8981 г. Знайти початковий склад суміші.
14. При прожарюванні 51,8 г безводної солі невідомого металу (II) виділилася вода і карбон(IV) оксид. Після пропускання оксиду над розжареним вугіллям об'єм газу збільшився на 4,48 л. Визначити невідомий метал.
15. При обробці суміші калій гідроксиду і калій гідрокарбонату надлишком розчину хлоридної кислоти утворилося 59,6 г калій хлориду і виділилося 4,48 л газу (н.у.). Обчислити процентний склад суміші.



## Властивості р-елементів періодичної системи

### Питання для самопідготовки:

1. **Елементи III групи:** Бор, Алюміній, підгрупа Галію; електронна будова атомів, загальна характеристика елементів, їх властивості.
2. Отримання і властивості простих речовин.
3. Найважливіші сполуки та їх застосування.
4. **Елементи IV групи:** Карбон, Силіцій, підгрупа Германію; електронна будова атомів, загальна характеристика елементів, закономірності зміни властивостей.
5. Отримання і властивості простих речовин.
6. Найважливіші сполуки та їх застосування. Термічний розклад карбонатів.
6. **Елементи V групи:** Нітроген, Фосфор, елементи підгрупи Арсену; електронна будова атомів і загальна характеристика елементів, їх властивості.
7. Знаходження в природі, одержання та властивості простих речовин.
8. Найважливіші сполуки та їх застосування. Термічний розклад нітратів.
9. Азотні та фосфорні добрива.
10. Біологічна функція елементів підгрупи арсену і токсична дія їх сполук.
11. **Елементи VI групи (халькогени):** Оксиген, елементи підгрупи Сульфуру: Сульфур, Селен, Телур, Полоній; загальна характеристика елементів; електронна будова атомів, елементи типові і повні електронні аналоги; закономірна зміна властивостей.
12. Оксиген. Будова атома і молекули  $O_2$ .
13. Поширеність, природні сполуки, одержання, окиснювальна активність, застосування кисню.
14. Озон: утворення і будова молекули з позицій методу ВЗ, отримання, окислювальна активність, застосування.
15. Пероксогідроген: будова молекули, властивості, одержання, застосування. Пероксиди, надпероксид, озоніди. Застосування.
16. Найважливіші сполуки елементів підгрупи Сульфуру та їх застосування.
17. Біологічні функції та токсичність халькогенів.
18. **Елементи VII групи (галогени):** електронна будова атомів, загальна характеристика елементів, їх властивості.
19. Отримання і властивості простих речовин.
20. Найважливіші сполуки та їх застосування.
21. Біологічні функції та токсичність галогенів.
22. **Елементи VIII групи: (благородні (інертні) гази):** загальна характеристика.
23. Хімічні сполуки благородних газів.

### Задачі для самостійного розв'язування:

1. Яка кількість речовини борної кислоти можна одержати з 20 г аморфного бору при окисленні його 50 мл 65 %-ного розчину нітратної кислоти ( $\rho_{р-ну} = 1,4$  г/мл), якщо вона відновлюється до NO?
2. Скільки вийде  $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$ , якщо до 12 г  $H_3BO_3$  додати 200 мл 0,1 н розчину NaOH?
3. Якою була маса  $Al(OH)_3$ , якщо для його розчинення було потрібно 0,2 л розчину нітратної кислоти ( $\omega_{р-ну} = 30$  %,  $\rho_{р-ну} = 1180$  кг/м<sup>3</sup>)? Який мінімальний об'єм 2,5 н. розчину КОН необхідно витратити для розчинення цієї кількості алюміній гідроксиду?
4. Яку масу питної соди треба розчинити в 200 мл води для приготуванні 2%-ного розчину, застосовуваного для полоскання горла?

5. Який об'єм ацетилену можна отримати з кальцій карбїду, добутого при взаємодїї коксу з 62 т негашеного вапна, що містить 80 % кальцій оксиду?
6. Скільки кілограмів силїцію та який об'єм 32%-ного розчину NaOH ( $\rho_{p-ny} = 1,35 \text{ г/см}^3$ ) будуть потрібні для добування 15 м<sup>3</sup> водню, виміряного при 17 °С та 98,64 кПа?
7. Скільки мілілітрів 28%-ного розчину NaOH ( $\rho_{p-ny} = 1,31 \text{ г/см}^3$ ) буде потрібно для розчинення силїцію, що утворився при прожарюванні 6 г магнію з 6 г SiO<sub>2</sub>?
8. Який об'єм гїдрогену, виміряного при 27 °С та тиску 101325 Па, потрібний для відновлення германїї(IV) оксиду масою 1 г?
9. Який об'єм 2 н розчину NaOH потрібно додати до 200 г 5%-ного розчину SnCl<sub>2</sub>, щоб перевести його повністю в тетрагїдроксокомплекс?
10. До 5 г сурику додали 20 мл 60%-ного розчину HNO<sub>3</sub> ( $\rho_{p-ny} = 1,37 \text{ г/см}^3$ ), розчин з осадом нагрїли, а потїм розбавили водою до 2 л. Визначїть масу осаду та нормальну концентрацію солї у розчинї.
11. Змїшанї 30 г амонїї хлориду та 45 г кальцій гїдроксиду. Який об'єм амонїаку видїлиться при цьому (н.у.)?
12. Який об'єм (мл) 0,2 н розчину калїї нїтриту необхідний для відновлення у кислому середовищі 50 мл 0,15 н розчину калїї перманганату?
13. При прожарюванні сумїші цинк та магнїї нїтратїв масою 0,575 г було отримано залишок масою 0,180 г. Визначїть масу кожного нїтрату у сумїші.
14. Знайдїть масу фосфору, яку можна добути з 1,2 кг кальцій фосфату, якщо вихїд становить 70 %. Обчислїть маси вугїлля та піску, необхіднї для цього.
15. Який об'єм (мл) 60%-ного розчину нїтратної кислоти ( $\rho_{p-ny} = 1,4 \text{ г/см}^3$ ) необхідний для окиснення 5 г арсен(III) сульфїду, якщо нїтратна кислота відновлюється до NO?
16. Знайдїть масу (кг) стибїєвого блиску, що містить 75 % стибїї сульфїду, необхідну для добування 250 кг стибїю.
17. Який об'єм (мл) бромру ( $\rho_{p-ny} = 3,1 \text{ г/см}^3$ ) необхідний для окиснення у лужному середовищі 2,3 г бїсмут(III) оксиду?
18. Розрахуйте еквівалентну концентрацію сїрководневої кислоти, якщо при пропусканнї сульфур(IV) оксиду через її розчин об'ємом 1 л видїлився сульфур масою 3 г.
19. Знайдїть об'ємну частку (%) озону в повітрї, якщо при пропусканнї 100 мл повітря через розчин KI видїлилось 0,267 г їоду.
20. Обчислїть молярну концентрацію сульфатної кислоти (з точнїстю до цїлих) в розчинї масою 150 г з масовою часткою H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 20 % ( $\rho_{p-ny} = 1,139 \text{ г/мл}$ ).
21. Який об'єм (в л) сїрководню потрібно розчинити в 2 л води, щоб одержати 0,01 Н розчин (н.у.)?
22. Скільки мл розчину 10%-ного аргентум(I) нїтрату потрібно для реакції обміну з 1 мл 10%-ного розчину HBr ( $\rho_{p-ny} = 1,06 \text{ г/мл}$ )?

23. При розчиненні в 50 мл 25%-ного NaOH ( $\rho_{\text{р-ну}} = 1,28$  г/мл) всього сульфуру диоксиду, отриманого при спалюванні 8,96 л сірководню, одержано розчин солі. Який її склад та масова частка в розчині?
24. 10 г суміші магнію і магній оксиду обробили надлишком хлоридної кислоти. В результаті цього виділилося 4,48 л газу (н.у.). Визначте процентний склад суміші (за масою).
25. Скільки літрів водню виділиться, якщо подіяти хлоридною кислотою на 229 г суміші мідних, магнієвих і алюмінієвих ошукрок, якщо масове співвідношення металів у суміші дорівнює 1:1:2?
26. Після взаємодії суміші 5 л водню і 4,48 л хлору (н.у.) продукт реакції розчинили в 85,4 мл води. Обчисліть масову частку речовини в одержаному розчині.
27. Обчисліть нормальність розчину HCl, якщо 40 мл його після додавання надлишку  $\text{AgNO}_3$  утворили 0,574 г  $\text{AgCl}$ .
28. Скільки грамів йоду виділиться в сірчаноокислому розчині при взаємодії надлишку розчину KJ із 150 мл 6%-ного розчину  $\text{KMnO}_4$  ( $\rho_{\text{р-ну}} = 1,04$  г/мл)?
29. При взаємодії ксенону з фтором утворилася суміш фторидів  $\text{XeF}_2$  і  $\text{XeF}_6$  масою 13,25 г. При обробці суміші водою виділилося 1,68 л ксенону (н.у.). Обчисліть масову частку (%) кожного фториду в суміші.
30. Газова суміш «Trimix 10/50», яка використовується під час плавання під водою на великій глибині, містить 10% кисню, 50% гелію та 40% азоту. Балон для дайвінгу містить 300 л (н.у.) такої суміші під великим тиском. Обчисліть масу суміші газів, що міститься в балоні та густину за повітрям газової суміші, що міститься в балоні.

## Властивості *d*-елементів періодичної системи

### Питання для самопідготовки:

1. Існування у природі, методи добування та фізичні властивості елементів підгрупи Цинку та Купруму.
2. Електронна будова атомів та основні ступені окиснення елементів підгрупи Цинку та Купруму.
3. Хімічні властивості простих речовин підгрупи Цинку та Купруму.
4. Оксиди та гідроксиди елементів підгрупи Цинку.
5. Комплексні сполуки елементів підгрупи Цинку.
6. Оксиди та гідроксиди елементів підгрупи Купруму.
7. Комплексні сполуки елементів I-V підгрупи.
8. Існування у природі, методи добування та фізичні властивості елементів підгрупи Хрому та Феруму.
9. Електронна будова атомів та основні ступені окиснення елементів підгрупи Хрому.
10. Хімічні властивості простих речовин.
11. Сполуки елементів підгрупи Хрому зі ступенями окиснення +6 та +3.
12. Вплив рН-середовища на окисню дію біхромат – іона.
13. Особливості електронної будови атомів та основні ступені окиснення.
14. Взаємодія елементів тріади Феруму з неметалами, кислотами, лугами.
15. Біологічна функція і токсична дія сполук елементів родини Феруму та Хрому.

Задачі та вправи для самостійного розв'язування:

- Охарактеризувати властивості елемента та його сполук за планом:  
1) електронна формула; 2) період; 3) група; 4) підгрупа; 5) родина;  
6) вищий ступінь окиснення; 7) формула вищого оксиду та його кислотно-основні властивості; 8) формула відповідної кислоти чи гідроксиду. (Кожен пункт відповіді пояснити): Мо (Молібден), Мп (Манган), Fe (Ферум), Ti (Титан), Hf (Гафній), Ni (Нікол), Zn (Цинк), Co (Кобальт), Cu (Купрум) Pd (Паладій), Eu (Європій).
- Класифікація біогенних елементів за функціональною роллю, за вмістом у організмі та за важливістю в усіх живих системах.
- Визначити ступінь окиснення Хрому, Молібдену і Вольфраму в таких сполуках:
  - $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BaCrO}_4$ ,  $\text{CaCr}_2\text{O}_7$ ;
  - $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$ ;
  - $\text{WS}_2$ ,  $\text{WO}_3$ ,  $\text{MoS}_2$ ,  $\text{PbMoO}_4$ .
- Написати в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій взаємодії хром(III) гідроксиду: а) з розчином сульфатної кислоти; б) з розчином їдкового калію.
- Написати якісні реакції виявлення  $\text{Fe}^{3+}$  з калій або амоній роданідом та калій гексаціанофератом(II).
- Записати рівняння реакцій взаємодії золота та платини з «царською горілкою (пекельною сумішшю)».
- Скільки хлорид-йонів вступає в реакцію з  $\text{AgNO}_3$  в сполуках:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ ?
- Формули сполук:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ ,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)(\text{NO}_2)_5]$ ,  $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$ ,  $[\text{Co}(\text{NO}_2)\text{Cl}(\text{NH}_3)_3]$ . Виберіть іон-комплексоутворювач, вкажіть формулу ліганда, іони зовнішньої та внутрішньої координаційної сфери та їх заряди.
- Які катіони з калій гексаціанофератом(III) утворюють синій осад, а які червоно-бурий?

Феруму(II).	Цинку.
Феруму(III).	Ніколу(II).
Купруму(II).	Кадмію.
- Записати рівняння реакцій.
- Котра з наведених координаційних сполук є найстійкішою:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ; $K_{\text{нест}} = 9,3 \cdot 10^{-8}$ ;	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$ ; $K_{\text{нест}} = 6 \cdot 10^{-17}$ ;
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ; $K_{\text{нест}} = 3,5 \cdot 10^{-14}$ ;	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ; $K_{\text{нест}} = 4,8 \cdot 10^{-8}$ ;
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ; $K_{\text{нест}} = 8,0 \cdot 10^{-22}$ ;	$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ ; $K_{\text{нест}} = 1,4 \cdot 10^{-17}$ ;
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ; $K_{\text{нест}} = 2,1 \cdot 10^{-12}$ ;	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ; $K_{\text{нест}} = 4,56 \cdot 10^{-14}$ ;
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ; $K_{\text{нест}} = 1,0 \cdot 10^{-42}$ ?	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ; $K_{\text{нест}} = 2,5 \cdot 10^{-7}$ .
- Пояснити чому.
- Який об'єм газу за  $27^\circ\text{C}$  і 102 кПа утвориться при обробці 44,58 г лантан(III) гідриду надлишковою кількістю води?

12. Добутки розчинності скандій, ітрій та лантан гідроксидів за певної дорівнюють відповідно  $2 \cdot 10^{-30}$ ,  $3 \cdot 10^{-25}$  і  $1 \cdot 10^{-10}$ . Обчисліть молярні концентрації гідроксидів у насичених водних розчинах і поясніть збільшення розчинності у низці  $\text{Sc}(\text{OH})_3 - \text{Y}(\text{OH})_3 - \text{La}(\text{OH})_3$ .
13. При повному відновленні воднем 14,4 г металу(II) оксиду утворилось 11,2 г цього металу. Оксид якого металу піддали відновленню?
14. Обчислити кількість ферум(II) хлориду, який утворився внаслідок взаємодії 28 г заліза з надлишком хлоридної кислоти, якщо масова частка практичного виходу солі становить 95 %.
15. Який об'єм 0,2 М розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (мл) потрібно для окиснення в сірчаноокислому розчині 50 мл 4 %-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_3$  ( $\rho_{\text{р-ну}} = 1,02$  г/мл)?
16. У гальванічному елементі протікає хімічна реакція:  $\text{Mg} + \text{NiSO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{Ni}$ . Напишіть схему гальванічного елемента і рівняння електродних реакцій.
17. Який процентний склад суміші із заліза і магнію, якщо 4 г цієї суміші витискають із хлоридної кислоти 2,24 л водню?
18. Який об'єм кисню (л) потрібен, щоб 3,6 г ферум(II) гідроксиду окислити в ферум(III) гідроксид?
19. Зразок залізного сплаву масою 5 г розчинили в надлишку хлоридної кислоти. Нерозчинний залишок (вуглець) становив 0,2 г. Якого типу залізовуглецевий сплав: сталь чи чавун?
20. Скільки процентів вуглецю міститься в сталі, якщо внаслідок спалювання в струмені кисню її зразка масою 4 г утворилось 0,22 г карбон(IV) оксиду?
21. Залізну пластинку масою 10 г занурили в розчин, що містить 4 г мідного купоросу. Обчислити, яку масу матиме пластинка після того, як залізо витіснить всю мідь.
22. Для відновлення 152 г хром(II) оксиду алюмотермічним способом взяли 50 г алюмінію. Обчислити, скільки утворилося хрому. Яку з речовин взято в надлишку?
23. При відпалі 100 г піриту одержали газ, котрий спочатку ретельно очистили від домішок, а потім використали для повної нейтралізації 400 мл 25 %-ного розчину натрій гідроксиду ( $\rho_{\text{р-ну}} = 1,28$  г/мл). Визначити процентний вміст домішок у піриті.
24. При відпалі 80 г технічного піриту виділився оксид сірки, при взаємодії якого з надлишком сірководню утворилося 96 г сірки. Визначити процентний вміст домішок.
25. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення: а)  $\text{CaWO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{WO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{WO}_4 \rightarrow \text{WO}_3 \rightarrow \text{W}$ , б)  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnCO}_3$ , в)  $\text{MoS}_2 \rightarrow \text{MoO}_3 \rightarrow \text{Mo} \rightarrow \text{K}_2\text{MoO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{MoS}_4$ , г)  $\text{CdS} \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{CdSO}_4 \rightarrow \text{Cd} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ , ґ)  $\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnCO}_3$ , д)  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$ .

## ДОДАТКИ

### Додаток А

#### Індивідуальні завдання з хімії

##### Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями

1. Визначити масову частку кристалізаційної води в барій хлориду дигідраті  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .
2. Склад аргентум (I) сульфідів виражається співвідношенням:  $(\text{Ag}) : (\text{S}) = 27 : 4$ . Скільки грамів срібла можна отримати з 124 г цієї речовини?
3. Вивести найпростішу формулу речовини, що містить Na – 43,4%, C – 11,3% і O – 45,3%.
4. При спалюванні 1 г фосфору в кисні отримали 2,29 г фосфор оксиду. Визначити формулу оксиду.
5. Вивести найпростішу формулу речовини, що складається з Гідрогену, Нітрогену і Оксигену. Відношення їх мас 1 : 7 : 12.
6. Вивести формулу кристалогідрату кальцій хлориду, знаючи, що 7,3 г кристалогідрату при нагріванні втрачають 3,6 г води.
7. Газоподібна сполука Нітрогену з Гідрогеном містить 12,5% (мас.) Гідрогену. Густина сполуки за воднем рівна 16. Обчислити молекулярну формулу сполуки.
8. Склад деякої речовини: 62,1% Карбону, 10,3% Гідрогену, 27,6% Оксигену. Молекулярна маса його 57,8 г/моль. Вивести його формулу.
9. Визначити процентний склад нітратної кислоти.
10. Визначити, скільки тонн алюмінію міститься в 170 т алюміній оксиду.
11. Їдкий натр містить 57,5% Натрію. Визначити, скільки потрібно їдкого натру для отримання 11,5 кг натрію.
12. Скільки Кальцію входить в склад 250 г кальцій карбонату, що містить 12% домішок?
13. Скільки можна отримати ферум(III) гідроксиду при взаємодії 200 г їдкого натру при достатній кількості ферум(III) хлориду?
14. До розчину, що містить 2,22 г кальцій хлориду, додали розчин аргентум(I) нітрату. Яка маса осаду, що утворився?
15. Скільки металічного натрію і бромю потрібно для добування натрій броміду масою 5,15 г?
16. З 120 кг природного вапняку при взаємодії з нітратною кислотою було отримано 180 кг кальцій нітрату. Визначити процентний вміст домішок у вапняку.
17. Визначити масу кальцій карбонату, необхідного для одержання 100 л (н.у.) карбон (IV) оксиду, при реакції з хлоридною кислотою.
18. Який об'єм аміаку (н.у.) повинен прореагувати з надлишком хлороводню для добування алюміній хлориду масою 10,7 г?
19. Змішано 7,3 г хлороводню з 4 г аміаку. Скільки грамів амоній хлориду утвориться? Надлишок якого газу залишиться після реакції? Скільки його залишиться?
20. Скільки грамів хлоридної кислоти потрібно для розчинення 500 г сплаву, який містить 24% Магнію і 76% Алюмінію?

##### Основні хімічні закони

21. Зі скількох атомів складаються молекули парів ртуті, якщо густина її пари за повітрям дорівнює 6,91?
22. Визначити густину за воднем газової суміші, що складається з аргону об'ємом 56 л і азоту об'ємом 28 л. Об'єми газів приведені до нормальних умов.
23. Дано 0,31 л газу при  $21^\circ\text{C}$  і 750 мм рт. ст. Маса газу 0,69 г. Визначити молекулярну масу газу і густину його за хлором.
24. Визначте масу натрій іодиду кількістю речовини 0,6 моль.
25. Скільки молекул міститься в 1,00 мл водню за нормальних умов?
26. Який об'єм за нормальних умов займають  $27 \cdot 10^{21}$  молекул газу?
27. Скільки моль міститься в  $1 \text{ м}^3$  будь-якого газу за нормальних умов?

28. Тиск газу, що займає об'єм 2,5 л, дорівнює 121,6 кПа. Чому дорівнюватиме тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму 1 л?
29. При 15°C тиск у балоні з киснем становить  $90,9 \cdot 10^5$  Па. При якій температурі він дорівнюватиме  $101 \cdot 10^5$  Па?
30. Тиск повітря в автомобільній шині дорівнює  $3,03 \cdot 10^5$  Па при 15°C. Як зміниться тиск в шині при нагріванні її до 50°C?
31. Об'єм газу при температурі -27°C становить 250 мл. Визначити об'єм газу при температурі +273°C. Тиск вважати постійним.
32. На скільки градусів потрібно нагріти газ, який знаходиться в закритій посудині при 0°C, щоб тиск його збільшився вдвічі?
33. При 15°C і тиску  $0,957 \cdot 10^5$  Па деяка кількість газу займає об'єм 912 мл. Який об'єм займе ця ж кількість газу за н.у.?
34. Визначити об'єм 200 г метану при температурі 50°C і тиску  $2,52 \cdot 10^5$  Па.
35. Визначити молекулярну масу бензену, знаючи, що 600 мл його парів при 87°C і тиску 83 кПа мають масу 1,3 г.
36. Визначити масу аміаку, що міститься в балоні ємністю 12 л при 77°C і тиску  $2,52 \cdot 10^5$  Па.
37. Який об'єм займе при 18°C і 98 кПа карбон (IV) оксид, що виділився при розкладі 250 г кальцій карбонату?
38. Визначити об'єм 70 г азоту при температурі 22°C і тиску  $0,98 \cdot 10^5$  Па.
39. Визначити точну атомну масу металу, якщо його атомна питома теплоємність 0,052, а еквівалент 29,5.
40. Газова суміш приготована з 2 л  $H_2$  (P=93,3 кПа) і 5 л  $CH_4$  (P=112 кПа). Об'єм суміші – 7 л. Знайти парціальні тиски газів і загальний тиск суміші.

#### Будова атома

41. Скільки неспарених електронів в незбудженому стані мають атоми: Сульфуру, Силіцію, Хлору, Бору, Берилію?
42. Що спільного в будові атомів елементів з порядковими номерами 12 і 20: а) заряд ядра; б) кількість електронів; в) кількість електронних рівнів; г) кількість електронів на зовнішньому рівні?
43. Яку кількість неспарених електронів містить електронна оболонка атому елементу з порядковим номером 13?
44. Вкажіть набір порядкових номерів елементів, атоми яких здатні утворювати вищі оксиди типу  $RO_3$ : а) 15 і 16; б) 16 і 24; в) 16 і 17.
45. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в IV групі, відносна молекулярна маса вищого оксиду 44.
46. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в VII групі, відносна молекулярна маса гідридної сполуки 81: 1) Іод; 2) Бром; 3) Флуор.
47. Скільки повністю заповнених електронних рівнів мають атоми Берилію, Магнію, Кальцію, Стронцію і Барію?
48. Вкажіть максимально можливу додатню ступінь окислення у атомів Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору.
49. В яких випадках наведені нижче формули атомів відповідають атомам різних елементів, а в яких – атомам одного і того ж елементу, які знаходяться в різних (збудженому і незбудженому) станах:
  - а)  $1s^2 2s^2 2p^3$  і  $1s^2 2s^2 2p^4$ ;
  - б)  $1s^2 2s^2 2p^2$  і  $1s^2 2s^1 2p^3$ ;
  - в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  і  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ ;
  - г)  $1s^2 2s^2 2p^1$  і  $1s^2 2s^1 2p^2$ .
50. На скількох енергетичних рівнях розміщені електрони в атомі арсену? Запишіть електронну формулу елемента.
51. Атом елементу має на 3 електрони більше, ніж іон Калію. Назвати елемент, скласти електронну формулу його атома та іона.

52. Запишіть формулу сполуки, що складається лише з однозарядних іонів, що мають конфігурацію  $4s^2 4p^6$ . Вкажіть суму атомних мас цих елементів.
53. Запишіть електронні формули елементів з порядковими номерами 22 (Ti) та 82 (Pb). Що спільного в їх електронній будові, яка різниця?
54. При розкладі 25 г карбонату двовалентного металу виділилось 5,6 л карбон(IV) оксиду (у.н.). Визначте формулу солі.
55. Визначити квантові числа для  $6s^2$  та  $5d^7$  електронів атома Ir.
56. Яке максимальне число електронів може містити атом у електронному рівні з головним квантовим числом  $n=4$ ?
57. Визначте за правилом Клечковського послідовність заповнення електронних орбіталей, що характеризуються сумою  $n+l$ : а) 5; б) 6; в) 7.
58. Вкажіть порядковий номер елементу, у якого: а) закінчується заповнення електронами орбіталей 4d; б) починається заповнення підрівня 4p.
59. У якого елементу починає заповнюватись підрівень 4f? У якого елементу завершується заповнення цього підрівня?
60. Вкажіть особливості електронних конфігурацій атомів Купруму та Хрому. Скільки 4s-електронів містять незбуджені атоми цих елементів?
61. Структура валентного електронного рівня атома елементу виражена формулою: а)  $5s^2 5p^4$ ; б)  $3d^5 4s^1$ . Визначте порядковий номер і назву елементу.
62. Символ одного з ізотопів елементу  ${}_{24}\text{E}$ . Вкажіть: а) назву елементу; б) кількість протонів і нейтронів у ядрі; в) кількість електронів в електронній оболонці атома.
63. Масове ядро атома деякого елементу рівне 181, в електронній оболонці атома міститься 73 електрони. Вкажіть кількість протонів і нейтронів у ядрі атома і назву елементу.
64. У природних сполуках Хлор знаходиться у вигляді ізотопів  ${}^{35}\text{Cl}$  [75,5 % (мас.)] та  ${}^{37}\text{Cl}$  [24,5 % (мас.)]. Визначте середню атомну масу природнього Хлору.
65. По вмісту в живих організмах макроелементами вважають O, H, C, N, Ca, S, P, K, Si, Mg, Fe, Na, Cl. Назвати серед них s-, p- і d-елементи. Проаналізуйте розподіл біогенних макроелементів по періодах і групах періодичної системи.

#### Хімічний зв'язок

66. Який тип зв'язку в молекулах: хлору, бромоводню, води?  
а) ковалентний полярний; б) іонний; в) ковалентний неполярний.
67. Який характер мають зв'язки в молекулах  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{ClF}$ ,  $\text{CO}_2$ ? Використовуючи таблицю відносних електронегативностей, обчисліть їх різницю для цих зв'язків. Вкажіть для кожної пари напрямок зміщення спільної електронної пари.
68. Чому атом Сульфуру здатний утворювати зв'язки з шістьма атомами Флуору, а атом Оксигену лише з двома атомами Флуору? Зобразіть молекули цих сполук за методом валентних схем.
69. Складіть валентну схему молекули хлороформу  $\text{CHCl}_3$  і Вкажіть: а) який зв'язок найбільш полярний; б) в якому напрямку зміщена електронна хмара цього зв'язку.
70. Обчисліть різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків H-O та O-As. Який із зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів відноситься  $\text{As}(\text{OH})_3$ .
71. Поясніть з позицій методу ВЗ електронну будову молекули  $\text{BF}_3$  та іону  $\text{BF}_4^-$ . Який атом або іон служить донором електронної пари при утворенні іону  $\text{BF}_4^-$ ?
72. Поясніть з позицій методу ВЗ можливість оксидів NO і  $\text{NO}_2$  утворювати димерні молекули.
73. Користуючись методом МО-ЛКАО пояснити, чому не може існувати молекула  $\text{He}_2$ .
74. Як розподілені електрони по МО в молекулі CN і в молекулярному іоні  $\text{CN}^-$ , що утворюється за схемою:  $\text{C}^- + \text{N} \rightarrow \text{CN}^-$ . В якій з цих частинок довжина зв'язку найменша?



75. Як змінюється довжина зв'язку, енергія дисоціації і магнітні властивості в ряду:  $O_2^{2-} - O_2^- - O_2 - O_2^+$ ? Відповідь обґрунтувати.
76. Яка з частинок –  $NO^+$ ,  $NO$  або  $NO^-$  характеризується найменшою довжиною зв'язку?
77. Поясніть, чому молекула  $BF_3$  є плоскою, а молекула  $NH_3$  має форму піраміди.
78. Яка з молекул –  $BF_3$ ,  $NF_3$ ,  $PF_3$  має нульовий дипольний момент? Поясніть чому?
79. Зобразити графічну формулу киснем молекули хлорнуватої кислоти  $HClO_3$ . Скільки пар електронів зв'язують атом хлору з атомами кисню?
80. Описати електронну будову молекули  $C_2$  з позицій методу МО. Яка з молекул характеризується більшою кратністю зв'язку?

### Закономірності перебігу хімічних реакцій

81. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$  при підвищенні температури, якщо ця реакція екзотермічна?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
82. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$  при підвищенні температури, якщо ця реакція ендотермічна?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
83. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$  при пониженні температури, якщо ця реакція ендотермічна?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
84. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$  при підвищенні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
85. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$  при пониженні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
86. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  при підвищенні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
87. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  при пониженні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
88. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $C_{(т)} + O_2 \rightleftharpoons CO_2$  при підвищенні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
89. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $C_{(т)} + O_2 \rightleftharpoons CO_2$  при пониженні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
90. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$  при підвищенні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
91. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$  при пониженні тиску?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
92. В яку сторону зміститься рівновага в системі  $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$  при пониженні температури, якщо реакція екзотермічна?

- 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
93. Реакція  $N_2O_4 \Leftrightarrow 2NO_2$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні температури?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
94. Реакція  $N_2O_4 \Leftrightarrow 2NO_2$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при пониженні температури?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
95. Реакція  $N_2O_4 \Leftrightarrow 2NO_2$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні тиску ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
96. Реакція  $N_2O_4 \Leftrightarrow 2NO_2$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при пониженні тиску ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
97. Реакція  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні температури?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
98. Реакція  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в  $\Leftrightarrow$  системі при пониженні температури ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
99. Реакція  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні тиску ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
100. Реакція  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при збільшенні концентрації водню ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
101. Реакція  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$  є екзотермічна. Як зміститься рівновага в системі при збільшенні концентрації йоду ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
102. Реакція  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$  є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при збільшенні концентрації йодоводню ?  
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься.
103. Для котрої з реакцій підвищення температури призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:  
1)  $SO_2Cl_{2(r)} \Leftrightarrow SO_2 + Cl_2 - Q$ ; 2)  $HBr \Leftrightarrow H_2 + Br_2 - Q$ ;  
3)  $CO + H_2O_{(r)} \Leftrightarrow CO_2 + H_2 + Q$ ? Чому?
104. Для котрої з реакцій підвищення температури призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:  
1)  $N_2 + 3H_2 \Leftrightarrow 2NH_3 + Q$ ; 2)  $2CO_2 \Leftrightarrow 2CO + O_2 - Q$ ; 3)  $CH_4 + H_2O \Leftrightarrow CO + 3H_2 - Q$ ?  
Чому?
105. Для котрої з реакцій зниження тиску призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:  
1)  $2CO_2 \Leftrightarrow 2CO + O_2 - Q$ ; 2)  $2CO + 2H_2 \Leftrightarrow CH_4 + CO_2 + Q$ ; 3)  $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI + Q$ ?  
Чому?

106. Для котрої з реакцій зниження тиску призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:  
 1)  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$ ; 2)  $H_2S \rightleftharpoons H_2 + S_{(r)} - Q$ ; 3)  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - Q$ ? Чому?
107. Яка кількість теплоти виділиться при згорянні 1 л (н.у.) пропану, якщо тепловий ефект горіння пропану становить 2220 кДж/моль? Розрахунок подати з точністю до сотих.
108. Визначити теплоту утворення оксиду заліза(III), якщо відомо, що при горінні 2,8 г заліза до оксиду заліза (III) виділилось 41,1 кДж теплоти.
109. Вирахуйте, скільки теплоти виділиться при попаданні на шкіру людини 2 г білого фосфору, якщо він при цьому окислюється до оксиду фосфору(V), теплота утворення якого становить  $-1530,5$  кДж/моль. Результат подати з точністю до сотих.
111. Скільки теплоти виділиться при згорянні 1 л (н.у.) метану, якщо при згорянні одного моля метану виділяється 890,3 кДж теплоти? Результат подати з точністю до сотих.
112. При горінні сірки добули 32 г оксиду сірки(IV). При цьому виділилось 146,3 кДж теплоти. Вирахуйте тепловий ефект реакції горіння сірки.
113. Скільки теплоти виділиться при згорянні 31 г фосфору, якщо тепловий ефект реакції горіння фосфору з утворенням оксиду фосфору(V) становить 3010 кДж?
114. Під час реакції взаємодії водню з киснем (н.у.) виділилось 114,2 кДж теплоти. Скільки літрів водню вступило в реакцію, якщо тепловий ефект реакції становить 572 кДж? Результат подайте з точністю до сотих.
115. Скільки літрів хлору (н.у.) вступило в реакцію з натрієм, якщо під час реакції виділилось 40,95 кДж теплоти? Тепловий ефект реакції становить 819 кДж.
116. Яка теплота утворення оксиду цинку, якщо при сполученні 3,25 г цинку з киснем виділилось 176,5 кДж теплоти?
117. Скільки кДж теплоти виділиться під час нейтралізації 0,8 г гідроксиду натрію, якщо тепловий ефект цієї реакції становить 580 кДж/моль?
118. Вирахуйте, скільки теплоти виділиться при попаданні на шкіру людини 12,4 г білого фосфору, якщо він при цьому окислюється до оксиду фосфору(V), теплота утворення якого становить 1505 кДж/моль.
119. Скільки теплоти виділиться під час взаємодії 6,72 л кисню з надлишком цинку, якщо теплота утворення оксиду цинку становить 348 кДж/моль?
120. Скільки кДж теплоти виділиться під час нейтралізації розчину, що містить 200 г гідроксиду натрію, розчином хлоридної кислоти, якщо тепловий ефект цієї реакції становить 55,8 кДж?

### Розчини

121. Розчин соляної кислота, густина якого 1,145 г/мл, містить 29,2 % хлороводню. Скільки моль хлороводню містить 1л такої кислоти?
122. Розчин соляної кислоти, густина якого 1,098 г/мл, містить 20% хлороводню. Скільки моль хлороводню містить 1 л такої кислоти? Результат подати з точністю до цілих.
123. Хлоридна кислота, густина якої 1,048г/мл містить 10 % хлороводню. Скільки моль хлороводню містить 1л такої кислоти? Результат подати з точністю до сотих.
124. 20-ти процентний розчин гідроксиду калію має густину  $1,186 \cdot 10^3$  кг/м<sup>3</sup>. Скільки моль лугу містить 1 л цього розчину? Результат подати з точністю до сотих.
125. 16-ти процентний розчин гідроксиду калію має густину 1,137 г/мл. Скільки моль лугу містить 1 л цього розчину? Результат подати з точністю до сотих.
126. Розчин гідроксиду калію з масовою часткою розчиненої речовини 30 % має густину 1,288 г/мл. Скільки моль лугу містить 1 л цього розчину?
127. Яка масова частка в процентах кислоти в розчині, одержаному змішуванням одного об'єму 95,6% сульфатної кислоти густиною 1,840 г/см<sup>3</sup> з п'ятьма об'ємами води? Результат подати з точністю до сотих.

128. Потрібно приготувати 100 мл 21 %-ного розчину натрій гідроксиду густиною 1,230 г/мл. Скільки г потрібно для цього технічного продукту, що містить 95 % гідроксиду натрію? Результат подати з точністю до десятих.
129. 1 л нітратної кислоти густиною  $1,310 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ , що містить 50%  $\text{HNO}_3$  за масою, розведено 690 мл води. Яка масова частка в процентах нітратної кислоти в одержаному розчині?
130. Скільки грамів мідного купоросу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  і води потрібно для приготування 200 г 5 %-ного розчину купрум (II) сульфату, розрахованого на безводну сіль?
131. Скільки потрібно г оцтової есенції, що є 80 %-ним розчином ацетатної кислоти, і води, щоб приготувати 200 мл 1 %-ного розчину (густину цього розчину можна прийняти рівним 1 г/мл)? Вкажіть масу води в грамах з точністю до десятих.
132. Яка повинна бути масова частка в процентах сульфатної кислоти в розчині, щоб на один моль кислоти припадало 5 моль води? Результат привести з точністю до цілих.
133. Скільки моль води припадає на один моль ацетатної кислоти в 6 %-ному її розчині? Результат привести з точністю до цілих.
134. 1 л соляної кислоти містить 9,16 моль хлороводню. Яка масова частка (у %) цієї кислоти, якщо її густина 1,145 г/мл?
135. 1 л розчину гідроксиду калію містить 6,9 моль лугу. Яка масова частка (у %) цього розчину, якщо його густина дорівнює 1,288 г/мл? Результат подайте з точністю до цілих.
136. Для одержання 25,72%-ного розчину сульфатної кислоти змішали 1 об'єм розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) з 5 об'ємами води. Яка масова частка сульфатної кислоти (%) у вихідному розчині? Результат подайте з точністю до десятих.
137. Масова частка азотної кислоти в розчині становить 22,58 %. Скільки моль води припадає на 1 моль кислоти в цьому розчині? Результат подайте з точністю до цілих.
138. Скільки моль води припадає на 1 моль хлороводню в 17%-ному розчині хлоридної кислоти? Результат подайте з точністю до цілих.
139. Скільки моль води припадає на 1 моль сульфатної кислоти в 52 %-ному розчині цієї кислоти? Результат подайте з точністю до цілих.
140. Яка повинна бути масова частка ацетатної кислоти у водному розчині, щоб на 1 моль кислоти припадало 52 моль води? Результат подайте з точністю до цілих.
141. Скільки потрібно грамів води і 87%-ного розчину солі, щоб приготувати 600 г 55 %-ного розчину? Вкажіть масу води в грамах з точністю до десятих.
142. Який об'єм 10 %-ного розчину нітратної кислоти (густина 1,05 г/мл) необхідно взяти для розчинення міді масою 2,5 г? Результат подати з точністю до сотих.
143. Який об'єм 25 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,18 г/мл) потрібно взяти для розчинення 5,6 г заліза?
144. При дії на сплав заліза з міддю надлишку хлоридної кислоти виділилось 224 мл газу (н.у.). Обчисліть масу сплаву, якщо відомо, що заліза в ньому містилося 20 % за масою.
145. До 50 мл 10 %-ного розчину ферум(III) хлориду (густина 1,085 г/мл) додали калій гідроксид масою 5 г. Осад відфільтрували і прожарили. Обчислити масу твердого залишку. Результат подати з точністю до сотих.
146. При взаємодії 11,2 г металу восьмої групи періодичної системи з хлором утворилось 32,5 г хлориду. Вкажіть порядковий номер металу в періодичній системі.
147. При розчиненні 3 г сплаву міді із сріблом в концентрованій нітратній кислоті отримали 7,34 г суміші нітратів. Визначте масові частки металів у сплаві. Вкажіть масову частку (%) міді. Результат подати з точністю до цілих.
148. До 45,2 г 31 %-ного розчину гідроксиду натрію додали 16 г купрум(II) сульфату. Осад, що утворився, відфільтрували і прожарили. Обчисліть масу твердого залишку.
149. Яку мінімальну масу розчину  $\text{KOH}$  (концентрація розчину 20 %, густина 1,19 г/мл) потрібно витратити для поглинання всього вуглекислого газу, який утворюється при повному відновленні 23,2 г  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  карбон(II) оксидом.

150. Суміш цинку і цинк оксиду масою 9 г обробили розчином натрій гідроксиду. При цьому виділилось 1,03 л газу (н.у.). Вкажіть масу цинк оксиду (з точністю до цілих).
151. Для визначення вмісту срібла у сплаві 5 г цього сплаву розчинили в азотній кислоті і розчин обробили хлоридною кислотою. Маса осаду, що утворився, становила 2,87 г. Яка масова частка срібла в процентах у сплаві?
152. Яка концентрація розчину їдкого натру, отриманого при розчиненні 40 г його в 100 г води?
153. До 300 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 20% додали 200 мл води. Визначити масову частку лугу в новому розчині.
154. Скільки моль натрій гідроксиду і який об'єм води необхідно взяти для приготування 500 г розчину з масовою часткою лугу 4 %?
155. Скільки моль сульфатної кислоти і який об'єм води необхідно взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою кислоти 9,8 %?
156. Скільки мілілітрів води потрібно для розчинення 60 г натрій хлориду, щоб отримати насичений при 40°C розчин?
157. Скільки грамів плюмбум нітрату виділиться в тверду фазу з 500 г насиченого при 50 °C розчину, якщо останній охолодити до 0°C? Розчинність Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> при 50 °C дорівнює 85 г в 100 г води, а при 0°C – 38,8 г в 100 г води.
158. Скільки мілілітрів 20 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,143 г/мл) потрібно для приготування 1 л 0,2 н. розчину?
159. Яка нормальна концентрація 8 %-ного розчину їдкого натру, густина якого 1,092 г/мл?
160. Скільки мілілітрів 2 н. розчину їдкого натру необхідно взяти для приготування 3 л 0,5 н. розчину?

### Окисно-відновні реакції

161. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:  

$$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \Rightarrow \text{S} + ?$$
162. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:  

$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + ? + ?$$
163. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:  

$$\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$$
164. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:  

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + ? + ?$$
165. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:  

$$\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$$
166. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:  

$$\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + ?$$
167. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції:  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
168. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції:  $\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
169. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції:  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
170. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції:  $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
171. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції:  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + ?$
172. Закінчіть рівняння реакції, вкажіть суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції:  $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + ?$

173. В котрій з реакцій пероксид водню виступає як окисник:  
 1)  $\text{KCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \Rightarrow \dots$ ; 2)  $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 \Rightarrow \dots$ ; 3)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \Rightarrow \dots$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
174. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найбільшою:  
 1)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Zn} + \text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
175. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найменшою:  
 1)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \Rightarrow \text{Br}_2 + \text{KCl}$ ;  
 3)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
176. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найбільшою:  
 1)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \Rightarrow \text{Br}_2 + \text{KCl}$ ;  
 3)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
177. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найменшою:  
 1)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Zn} + \text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
178. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найбільшою:  
 1)  $\text{Fe} + \text{HCl} \Rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ ; 2)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
179. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найменшою:  
 1)  $\text{Fe} + \text{HCl} \Rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ ; 2)  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
180. В котрій з приведених реакцій проявляється окисна здатність катіона водню:  
 1)  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розб.}) \Rightarrow \dots$ ; 2)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц. при нагріванні}) \Rightarrow \dots$ ;  
 3)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \Rightarrow \dots$ ; 4)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц. при нагріванні}) \Rightarrow \dots$ ?  
 Вкажіть суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
181. Визначити ступінь окислення Нітрогену в таких сполуках:  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$ ,  $[\text{N}_2\text{H}_6]\text{SO}_4$ .
182. Які з нижченаведених реакцій належать до окисно-відновних:  
 а)  $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ ;  
 в)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ ; г)  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ ;  
 д)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ .  
 Відповідь обґрунтувати і вказати в окисно-відновних реакціях окисник і відновник.
183. Вказати, що є окисником і що є відновником в реакціях:  
 $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}$ ;  $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$ .
184. Які з наведених елементарних іонів здатні виявляти: а) тільки функцію окисника; б) тільки функцію відновника; в) подвійну функцію (і окисника, і відновника):  $\text{F}^-$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ?
185. При нагріванні нітратна кислота розкладається з утворенням  $\text{NO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . Скласти рівняння реакції і розібрати його. Який це тип окисно-відновної реакції?
186. Які процеси – окислення чи відновлення – проходять в наведених схемах реакцій? Вказати кількість відданих або приєднаних електронів:  
 а)  $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ ; б)  $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$ ; в)  $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ ; г)  $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ ; д)  $\text{V} \rightarrow \text{VO}_3^-$ .
187. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:  
 а)  $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{HNO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ .

188. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:  
 а)  $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{J}_2 + \text{HNO}_3 = \text{HJO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .
189. Підібрати коефіцієнти в рівняннях реакцій:  
 а)  $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$ ; б)  $\text{PbO}_2 + \text{HCl} = \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
190. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:  
 а)  $\text{FeS} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ ; б)  $\text{FeS} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
191. Підібрати коефіцієнти в рівняннях реакцій:  
 а)  $\text{HClO} + \text{H}_2\text{S} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{HClO} + \text{SO}_2 = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;
192. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник: а)  $\text{HClO}_3 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{HClO}_3 = \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
193. Скласти схеми електролізу водних розчинів солей  $\text{CuSO}_4$  і  $\text{NaCl}$  на вугільних електродах.
194. Скласти схеми електролізу водного розчину і розплаву магній броміду на вугільних електродах. Які речовини є продуктами електролізу в кожному випадку?
195. Скласти схему електролізу водного розчину, що містить суміш  $\text{KBr}$  і  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  на вугільних електродах. Записати продукти, що утворилися.
196. Чи буде нітратна кислота окислювати купрум (II) сульфід за рівнянням:  
 $\text{CuS} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ?
197. Визначити окисний еквівалент манган диоксиду для реакції в кислому середовищі, де  $\text{MnO}_2$  відновлюється до  $\text{Mn}^{2+}$ .
198. Обчислити масу срібла, яке виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6 А через розчин нітрату срібла протягом 30 хв.
199. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник: а)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4$ , б)  $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_2$ .
200. Які процеси – окислення чи відновлення – проходять в наведених схемах реакцій? Вказати кількість відданих або приєднаних електронів:  $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$ ;  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ ;  $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$ .

## Додаток Б

### Варіанти індивідуальних завдань

№ варіанту	Номер завдання												
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
1	1	16	31	46	61	76	91	106	121	136	151	166	181
2	2	17	32	47	62	77	92	107	122	137	152	167	182
3	3	18	33	48	63	78	93	108	123	138	153	168	183
4	4	19	34	49	64	79	94	109	124	139	154	169	184
5	5	20	35	50	65	80	95	110	125	140	155	170	185
6	6	21	36	51	66	81	96	111	126	141	156	171	186
7	7	22	37	52	67	82	97	112	127	142	157	172	187
8	8	23	38	53	68	83	98	113	128	143	158	173	188
9	9	24	39	54	69	84	99	114	129	144	159	174	189
10	10	25	40	55	70	85	100	115	130	145	160	175	190
11	11	26	41	56	71	86	101	116	131	146	161	176	191
12	12	27	42	57	72	87	102	117	132	147	162	177	192
13	13	28	43	58	73	88	103	118	133	148	163	178	193
14	14	29	44	59	74	89	104	119	134	149	164	179	194
15	15	30	45	60	75	90	105	120	135	150	165	180	195

## Табличні дані

Таблиця 1

## Деякі одиниці міжнародної системи (СІ)

Величина	Одиниця	
	Назва	Позначення
<b>Основні одиниці</b>		
Довжина	Метр	м
Маса	Кілограм	кг
Час	Секунда	с
Сила струму	Ампер	А
Температура	Кельвін	К
Кількість речовини	Моль	моль
<b>Похідні одиниці</b>		
Об'єм	Метр кубічний	м <sup>3</sup>
Густина	Кілограм на метр кубічний	кг/м <sup>3</sup>
Сила, вага	Ньютон	Н
Тиск	Паскаль	Па
Енергія	Джоуль	Дж
Робота		
Кількість теплоти		
Потужність	Ватт	Вт
Кількість електрики	Кулон	Кл
Електрична напруга	Вольт	В
Електричний потенціал		
Електрорушійна сила		

Таблиця 2

## Співвідношення між деякими несистематичними одиницями та одиницями СІ

Величина	Одиниця	Еквівалент в СІ
Довжина	Мікрон чи мікрометр (мкм)	10 <sup>-6</sup> м
	Ангстрем (А)	10 <sup>-10</sup> м
Маса	Карат (кар)	2 · 10 <sup>-4</sup> кг
	Грам (г)	10 <sup>-3</sup> кг
	Тонна (т)	10 <sup>3</sup> кг
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	1,01325 · 10 <sup>3</sup> Па
	Міліметр ртутного стовпчика (мм.рт.ст.)	133,322 Па
Температура	Градуси Цельсія (0° С)	273 К
Об'єм	Літр (л) = Дециметр кубічний (дм <sup>3</sup> )	10 <sup>-3</sup> м <sup>3</sup>
Енергія, робота, кількість теплоти	Електронвольт (еВ)	1,60219 · 10 <sup>-19</sup> Дж
	Калорія (кал)	4,1868 Дж
	Кілокалорія (ккал)	4186,8 Дж
Дипольний момент	Дебай (Д)	3,34 · 10 <sup>-30</sup> Кл·м



## Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

<i>Стала</i>	<i>Позначення</i>	<i>Числове значення</i>
Швидкість світла у вакуумі	<i>c</i>	$2,9979246 \cdot 10^8$ м/с
Стала Планка	<i>h</i>	$6,62618 \cdot 10^{-31}$ Дж·с
Елементарний електричний заряд	<i>e</i>	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	<i>N</i>	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль <sup>-1</sup>
Стала Фарадея	<i>F</i>	96 484,6 Кл/моль 26,8 А·год/моль
Універсальна газова стала	<i>R</i>	8,3144 Дж/(моль·К) 0,0821 л·атм/(моль·К) 62 360 мм рт. ст.·мл/(моль·К)
Нормальні умови	<i>н.у.: T<sub>0</sub>, P<sub>0</sub></i>	273 К, 101 325 Па
Молярний об'єм газу при н. у.	<i>V<sub>0</sub></i>	22,4 л
Атомна одиниця маси	<i>а.о.м.</i>	$1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	<i>m<sub>e</sub></i>	$9,10939 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	<i>m<sub>p</sub></i>	$1,67262 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою нейтрона	<i>m<sub>n</sub></i>	$1,67493 \cdot 10^{-27}$ кг

## Назви найважливіших кислот

<i>Формули кислот</i>	<i>Назви</i>	
	<i>кислоти</i>	<i>аніонів їх солей</i>
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
HAIO <sub>2</sub>	метаалюмінієва кислота	метаалюмінат
HAsO <sub>2</sub>	метаарсенітна	метаарсеніт
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	ортоарсенітна	ортоарсеніт
HAsO <sub>3</sub>	метаарсенатна	метаарсенат
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	ортоарсенатна	ортоарсенат
HBO <sub>2</sub>	метаборна	метаборат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	ортоборна	ортоборат
H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	тетраборна	тетраборат
HBr	бромідна	бромід
HBrO	гіпобромідна	гіпобромідна
HBrO <sub>3</sub>	броматна	броматна
HCOOH	мурашина (етанова)	форміат
CH <sub>3</sub> COOH	оцтова	ацетат
HCN	ціанідна (синильна)	ціаніди
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	карбонатна	карбонат
H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	оксалатна (щавелева)	оксалат
HCl	хлоридна	хлорид
HClO	гіпохлоритна	гіпохлорит
HClO <sub>2</sub>	хлоритна	хлорит
HClO <sub>3</sub>	хлоратна кислота	хлорат
HClO <sub>4</sub>	перхлоратна	перхлорат
HCrO <sub>2</sub>	метахромітна	метахроміт

1	2	3
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	хроматна	хромат
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дихроматна	дихромат
HI	йодидна	йодид
HIО	гіпойодитна	гіпойодит
HIО <sub>3</sub>	йодатна	йодат
HIО <sub>4</sub>	перйодатна	перйодати
HMnO <sub>4</sub>	перманганатна	перманганат
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	манганатна	манганати
H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub>	молібдатна	молібдати
HN <sub>3</sub>	азидна (гідроген азид)	азид
HNO <sub>2</sub>	нітритна	нітрит
HNO <sub>3</sub>	нітратна	нітрат
HPO <sub>3</sub>	метафосфорна	метафосфат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ортофосфатна	ортофосфат
H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дифосфатна (пірофосфатна)	дифосфат (пірофосфат)
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	фосфітна	фосфіт
H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	гіпофосфітна	гіпофосфіт
H <sub>2</sub> S	сульфідна	сульфід
HSCN	тіоціанатна	роданід
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	сульфітна	сульфіт
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	сульфатна	сульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	тіосульфатна	тіосульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дисульфатна (піросульфатна)	дисульфат (піросульфат)
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	надсульфатна (пероксосульфатна)	надсульфат (пероксосульфат)
H <sub>2</sub> Se	селенідна	селенід
H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	селенітна	селеніт
H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	селенатна	селенат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	силікатна	силікат
H <sub>2</sub> VO <sub>3</sub>	ванадатна	ванадат
H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub>	вольфраматна	вольфрамат

Таблиця 5

## Термодинамічні константи деяких речовин при 298 К (25 °С)

(стандартні ентальпії  $\Delta H_{298}^{\circ}$ , абсолютні ентропії  $S_{298}^{\circ}$  і енергії Гіббса  $\Delta G_{298}^{\circ}$ )

Речовина	$\Delta H_{298}^{\circ}$ , кДж/моль	$S_{298}^{\circ}$ , Дж/(К·моль)	$\Delta G_{298}^{\circ}$ , кДж/моль
1	2	3	4
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CCl <sub>4</sub> (г)	-135,4	214,4	-64,6
CH <sub>4</sub> (г)	-74,9	186,2	-50,3
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г)	52,3	219,4	68,1
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	-89,7	229,5	-32,9
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (р)	82,9	269,2	129,7
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (р)	-277,6	160,7	-174,8

1	2	3	4
$C_6H_{12}O_6$ (глюкоза)	-1273,0	-	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO <sub>2</sub> (г)	-393,5	213,7	-394,4
COCl <sub>2</sub> (г)	-223,0	289,2	-309,2
CaCO <sub>3</sub> (т)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF <sub>2</sub> (т)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaN <sub>2</sub> (т)	-431,8	105	-368,6
CaO (т)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) <sub>2</sub> (т)	-986,6	76,1	-896,8
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9	0
Cl <sub>2</sub> O (г)	76,6	266,2	94,2
ClO <sub>2</sub> (г)	105,0	257,0	122,3
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (р)	251,0	-	-
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (т)	-162,0	42,6	-129,9
FeO (т)	-264,8	60,8	-244,3
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-822,2	87,4	-740,3
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (т)	-1117,1	146,2	-1014,2
H <sub>2</sub> (г)	0	130,5	0
HBr (р)	-36,3	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
HN <sub>3</sub> (г)	294,0	328,0	238,8
H <sub>2</sub> O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H <sub>2</sub> O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H <sub>2</sub> S (г)	-21,0	205,7	-33,8
KCl (т)	-435,9	82,6	-405,0
KClO <sub>3</sub> (т)	-391,2	143,0	-289,9
MgCl <sub>2</sub> (т)	-641,1	89,9	-591,6
Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub> (т)	-461,1	87,9	-400,9
MgO (т)	-601,8	26,9	-569,6
N <sub>2</sub> (г)	0	191,5	0
NH <sub>3</sub> (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> (т)	-256	-	-
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (т)	-365,4	151	-183,8
N <sub>2</sub> O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (г)	83,3	307,0	140,5
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,2	51,5
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	303,8	98,4
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (г)	-42,7	178	114,1
NiO (т)	-239,7	38,0	-211,6
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
OF <sub>2</sub> (г)	25,1	247,0	42,5

продовження таблиці 5

1	2	3	4
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (т)	-820	173,5	-
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (т)	-1492	114,5	-1348,8
PbO (т)	-219,3	66,1	-189,1
PbO <sub>2</sub> (т)	-276,6	74,9	-218,3
SO <sub>2</sub> (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO <sub>3</sub> (г)	-395,8	256,7	-371,2
SiCl <sub>4</sub> (р)	-687,8	239,7	-
SiH <sub>4</sub> (г)	34,7	204,6	57,2
SiO <sub>2</sub> (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
SnO (т)	-286,0	56,5	-256,9
SnO <sub>2</sub> (т)	-580,8	52,3	-519,3
Ti (т)	0	30,6	0
TiCl <sub>4</sub> (р)	-804,2	252,4	-737,4
TiO <sub>2</sub> (т)	-943,9	50,3	-888,6
WO <sub>3</sub> (т)	-842,7	75,9	-763,9
ZnO (т)	-350,6	43,6	-320,7

Таблиця 6

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

Схема дисоціації комплексного іона	Константа нестійкості
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$2,8 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \leftrightarrow \text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3$	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Fe}(\text{NCS})_4]^- \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 4\text{NCS}^-$	$1,4 \cdot 10^{-4}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Таблиця 7

**Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 298 К**

<i>Електроліт</i>	<i>K</i>		
	<i>K<sub>1</sub></i>	<i>K<sub>2</sub></i>	<i>K<sub>3</sub></i>
Гідрогеназид $\text{HN}_3$	$2,6 \cdot 10^{-5}$		
Нітритна кислота $\text{HNO}_2$	$4 \cdot 10^{-4}$		
Амоній гідроксид $\text{NH}_4\text{OH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Ортоборна кислота $\text{HBO}_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$		
Гіпобромідна кислота $\text{HBrO}$	$2,1 \cdot 10^{-9}$		
Гідроген пероксид $\text{H}_2\text{O}_2$	$2,6 \cdot 10^{-12}$		
Силікатна кислота $\text{H}_2\text{SiO}_3$	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	
Мурашина (метанова) кислота $\text{HCOOH}$	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Селенітна кислота $\text{H}_2\text{SeO}_3$	$3,5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-8}$	
Селенідна кислота $\text{H}_2\text{Se}$	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-11}$	
Сульфатна кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Сульфітна кислота $\text{H}_2\text{SO}_3$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	
Сульфідна кислота $\text{H}_2\text{S}$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$1,2 \cdot 10^{-18}$	
Телуритна кислота $\text{H}_2\text{TeO}_3$	$3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-8}$	
Телуридна кислота $\text{H}_2\text{Te}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-11}$	
Карбонатна кислота $\text{H}_2\text{CO}_3$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
Оцтова (етанова) кислота $\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Гіпохлоритна кислота $\text{HClO}$	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
Хлороцтова (хлоретанова) кислота $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$		
Ортофосфатна кислота $\text{H}_3\text{PO}_4$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фторидна кислота $\text{HF}$	$6,6 \cdot 10^{-4}$		
Ціанідна (синильна) кислота $\text{HCN}$	$7,9 \cdot 10^{-10}$		
Щавелева (оксалатна) кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,4 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$	

Таблиця 8

**Добутки розчинності деяких малорозчинних електролітів при 298 К**

<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>	<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>
$\text{AgBr}$	$6 \cdot 10^{-13}$	$\text{Cu(OH)}_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
$\text{AgCl}$	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$\text{CuS}$	$6 \cdot 10^{-36}$
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$4 \cdot 10^{-12}$	$\text{Fe(OH)}_2$	$1 \cdot 10^{-15}$
$\text{AgI}$	$1,1 \cdot 10^{-16}$	$\text{Fe(OH)}_3$	$3,8 \cdot 10^{-38}$
$\text{Ag}_2\text{S}$	$6 \cdot 10^{-50}$	$\text{FeS}$	$5 \cdot 10^{-18}$
$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$2 \cdot 10^{-5}$	$\text{HgS}$	$1,6 \cdot 10^{-52}$
$\text{Al(OH)}_3$	$5,7 \cdot 10^{-32}$	$\text{MnS}$	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$\text{BaCO}_3$	$5 \cdot 10^{-9}$	$\text{PbBr}_2$	$9,1 \cdot 10^{-8}$
$\text{BaCrO}_4$	$1,6 \cdot 10^{-10}$	$\text{PbCl}_2$	$2 \cdot 10^{-5}$
$\text{BaSO}_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$	$\text{PbCrO}_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$\text{CaCO}_3$	$5 \cdot 10^{-9}$	$\text{PbI}_2$	$8,0 \cdot 10^{-9}$
$\text{CaC}_2\text{O}_4$	$2 \cdot 10^{-9}$	$\text{PbS}$	$1 \cdot 10^{-27}$
$\text{CaF}_2$	$4 \cdot 10^{-11}$	$\text{PbSO}_4$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
$\text{CaSO}_4$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$\text{SrSO}_4$	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-29}$	$\text{Zn(OH)}_2$	$1 \cdot 10^{-17}$
$\text{Cd(OH)}_2$	$2 \cdot 10^{-14}$	$\text{ZnS}$	$1,6 \cdot 10^{-24}$
$\text{CdS}$	$7,9 \cdot 10^{-27}$	$\text{Zn CO}_3$	$1,5 \cdot 10^{-11}$

Стандартні електродні потенціали  $\varphi^\circ$  у водних розчинах при 25 °С

Елемент	Електродний процес	$\varphi^\circ, \text{В}$
1	2	3
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Au}^{3+} + 2\text{CN}^-$	-0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e^- = \text{Bi}$	0,21
Br	$\text{Br}_2(\text{p}) + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,07
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,84
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,96
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{OH}^-$	1,33
	$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52
F	$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^- + e^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,77
H	$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
I	$\text{I}_2(\text{r}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51

1	2	3
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,24
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$2\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,69
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,19
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 4\text{SO}_4^{2-}$	2,01
	$\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+_{(\text{кoнц.})} + 2\text{e}^- = \text{SO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	0,16
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^-$	-0,93
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,15
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
Zn	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,76

## ЗМІСТ

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА	3
РОБОЧА ПРОГРАМА КУРСУ “ХІМІЯ НЕОРГАНІЧНА”	4
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ	9
МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ	10
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1	10
Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії.	
Стехіометричні розрахунки	
Питання для самопідготовки	10
Задачі для самостійного розв’язування	10
Приклади розв’язування типових задач	11
Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки	
Питання для самопідготовки	17
Задачі та вправи для самостійного розв’язування	18
Приклади розв’язування типових задач	20
Будова атома. Періодичний закон	
Питання для самопідготовки	26
Задачі для самостійного розв’язування	27
Приклади розв’язування типових задач	29
Хімічний зв’язок	
Питання для самопідготовки	32
Задачі для самостійного розв’язування	33
Приклади розв’язування типових задач	34
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2	36
Закономірності перебігу хімічних реакцій	
Питання для самопідготовки	36
Задачі для самостійного розв’язування	37
Приклади розв’язування типових задач	38
Дисперсні системи. Розчини	
Питання для самопідготовки	42
Задачі для самостійного розв’язування	42
Приклади розв’язування типових задач	43
Окисно-відновні процеси	
Питання для самопідготовки	54
Задачі та вправи для самостійного розв’язування	54
Приклади розв’язування типових задач	56
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3	
Властивості s-елементів періодичної системи	
Питання для самопідготовки	63
Задачі для самостійного розв’язування	64
Властивості p-елементів періодичної системи	
Питання для самопідготовки	65
Задачі для самостійного розв’язування	65



Властивості <i>d</i> -елементів періодичної системи	
Питання для самопідготовки	67
Задачі та вправи для самостійного розв'язування	68
ДОДАТКИ	
Додаток А Індивідуальні завдання з хімії	70
Додаток Б Варіанти індивідуальних завдань	79
Додаток В Табличні дані	80