

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Донбаська державна машинобудівна академія

А.П. Авдєєнко

Н.М. Глиняна

**ОРГАНІЗАЦІЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА  
НАД ЛЕКЦІЙНИМ КУРСОМ**

з дисципліни “Хімія” для механічних спеціальностей  
заочної форми навчання

**Перезатверджено  
на засіданні кафедри хімії та охорони праці.  
Протокол № 9 від 24 січня 2012 р.**

**Рекомендовано  
для подальшого використання  
методичною радою ДДМА  
Протокол № 6 від 16.02.2012 р.**

Краматорськ 2012

**УДК 54.07**

**ББК 24.1**

**A-18**

Рецензенти:

Присяник О.В., д.х.н, професор кафедри органічної хімії Дніпропетровського державного хіміко-технологічного університету

Поляков О.Є, к.х.н., доцент кафедри хімії та охорони праці Донбаської державної машинобудівної академії

**Авдєєнко А.П., Глиняна Н.М.**

**A-18** Організація самостійної роботи студента над лекційним курсом з дисципліни “Хімія” для механічних спеціальностей заочної форми навчання. - Краматорськ: ДДМА, 2006. – 124 с.

**ISBN 996-379-091-1**

У даному посібнику наведено рекомендації щодо самостійної роботи студентів заочної форми навчання над курсом «Хімія», перелік теоретичних питань, які винесено до іспиту, план лабораторних та практичних робіт, задачі та вправи із зразками розв’язання для самостійної підготовки до занять та іспиту.

**УДК 54.07**

**ББК 24.1**

**ISBN 996-379-091-1**

© А.П. Авдєєнко,  
Н.М. Глиняна, 2006

© ДДМА, 2006

## ЗМІСТ

1 РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ НАД КУРСОМ ХІМІЯ.....	5
2 РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ ТА ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ З ХІМІЇ.....	6
3 ПИТАННЯ РОБОЧОЇ ПРОГРАМИ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ІСПИТУ.....	15
4 ЗАДАЧИ ТА ВПРАВИ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ СТУДЕНТІВ ДО ІСПИТУ.....	21
4.1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ, ХІМІЧНОЮ РЕАКЦІЄЮ, ГАЗОВИМИ ЗАКОНАМИ.....	21
4.1.1 Задачі з атомно-молекулярної теорії.....	21
4.1.1.1 Типові задачі з рішеннями.....	21
4.1.1.2 Задачі для самостійного рішення.....	24
4.1.2 Розрахунки за хімічною формулою.....	24
4.1.2.1 Типові задачі з рішеннями.....	24
4.1.2.2 Задачі для самостійного рішення.....	27
4.1.3 Розрахунки за газовими законами (нормальні умови).....	28
4.1.3.1 Типові задачі з рішеннями.....	28
4.1.4 Розрахунки за рівнянням стану ідеальних газів.....	30
4.1.4.1 Типові задачі з рішеннями.....	30
4.1.5 Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.....	32
4.1.5.1 Типові задачі з рішеннями.....	32
4.1.5.2 Задачі для самостійного рішення.....	36
4.2 ЕКВІВАЛЕНТ, ЕКВІВАЛЕНТНА МАСА.....	37
4.2.1 Типові задачі з рішеннями.....	37
4.2.2 Задачі для самостійного рішення.....	41
4.3 БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН.....	42
4.3.1 Типові задачі з рішеннями.....	42
4.3.2. Задачі для самостійного рішення.....	44
4.4 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК.....	46
4.4.1 Типові задачі з рішеннями.....	46
4.4.2 Задачі для самостійного рішення.....	50
4.5 ТЕРМОХІМІЧНІ І ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ.....	51
4.5.1. Типові задачі з рішеннями.....	51
4.5.2. Задачі для самостійного рішення.....	58
4.6 ХІМІЧНА КІНЕТИКА І ХІМІЧНА РІВНОВАГА.....	59
4.6.1 Типові задачі з рішеннями.....	59
4.6.2 Задачі для самостійного рішення.....	63

4.7	КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. РОЗЧИННІСТЬ.....	64
4.7.1	Типові задачі з рішеннями.....	64
4.7.2	Задачі для самостійного рішення.....	73
4.8	ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.....	74
4.8.1	Типові задачі з рішеннями.....	74
4.8.2	Задачі для самостійного рішення.....	79
4.9	ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ.....	80
4.9.1	Типові задачі з рішеннями.....	80
4.9.2	Задачі для самостійного рішення.....	89
4.10	ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР).....	90
4.10.1	Типові задачі з рішеннями.....	90
4.10.2	Задачі і вправи для самостійного рішення.....	93
4.11	ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ПОСТІЙНОГО ТОКУ. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ РОЗРАХУНКИ.....	94
4.11.1	Типові задачі з рішеннями.....	94
4.11.2	Задачі для самостійного рішення.....	100
4.12	ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ І РОЗПЛАВІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ.....	101
4.12.1	Типові задачі з рішеннями.....	101
4.12.2	Задачі і вправи для самостійного рішення.....	109
4.13	КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. МЕТОДИ ЗАХИСТУ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ.....	110
4.13.1	Типові задачі з рішеннями.....	110
4.13.2	Задачі для самостійного рішення.....	114
4.14	ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ.....	115
4.14.1	Типові задачі з рішеннями.....	115
4.14.2	Задачі для самостійного рішення.....	123

# 1 РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ НАД КУРСОМ ХІМІЯ

Сучасний інженер постійно зустрічається зі складними фізико-хімічними процесами, з властивостями багатьох традиційних та нових матеріалів, тому знання хімії є необхідним для творчої діяльності спеціаліста. Задачею хімічної підготовки інженера є не тільки засвоєння теоретичного матеріалу, а й придбання практичних навиків планування експерименту, і, головне, вміння працювати з хімічною літературою довідкового та теоретичного характеру.

Особливість навчання студентів заочного факультету полягає в необхідності майже весь потрібний за програмою матеріал з дисципліни засвоювати самостійно за допомогою підручника, що значно складніше ніж вивчати матеріал після прослухання лекцій викладача. Живе слово викладача, його методичний досвід є найкращим засобом передання знань. У даному посібнику послідовно, у логічному зв'язку наведено теми курсу «Хімія», з кожної теми є питання, які призначені допомогти студенту виділити з теоретичного матеріалу головне й запам'ятати. Для більш швидкої орієнтації в підручниках та методичній літературі до кожної теми наведено відповідні сторінки. Серед рекомендованої літератури є джерела різного рівня складності й об'єму, що допомагає врахувати індивідуальні можливості студента до засвоєння нового матеріалу. З кожної теми наведено приклади виконання завдань або розв'язання розрахункових задач й окремі завдання для самостійної перевірки засвоєння матеріалу.

Крім того в посібнику є план лабораторних та практичних занять. До кожного розділу крім теоретичних питань рекомендовано вправи та задачі для самостійного виконання, це є дуже важливим, тому що тільки практичне застосування отриманих знань допомагає до кінця засвоїти вивчену теорію. Для підготовки до іспиту у посібнику студент знайде питання програми курсу «Хімія».

Виконання лабораторних робіт є обов'язковою частиною програми курсу. До кожної лабораторної роботи заздалегідь необхідно підготуватися: ознайомитися з теоретичним матеріалом, методиками експериментів, оформити заготівку до звіту наступної форми:

Лабораторна робота № \_\_\_\_

Тема: "..."

№	Назва досліджу, методика	Спостереження	Рівняння реакцій	Висновки

Студент, який виконав усі необхідні лабораторні та практичні роботи, прослухав заплановані лекції і виконав самостійну контрольну роботу, може бути допущеним до іспиту. Бажаємо успіху!

## 2 РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ ТА ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ З ХІМІЇ

Назва роботи	Теоретичні питання для підготовки до занять	Література	Зміст занять	Література	Форма заняття
1	2	3	4	5	6
<i>Робота 1</i> Техніка лабораторних робіт, класи неорганічних сполук			1 Порядок роботи в лабораторії 2 Правила техніки безпеки 3 Правила користування реактивами 4 Хімічний посуд та устаткування 5 Класифікація неорганічних сполук	[3, с. 3-6]	Практ.
<i>Робота 2</i> Класи неорганічних сполук. Хімічні властивості оксидів, гідроксидів, солей	1 Класифікація неорганічних сполук 2 Оксиди: склад, класифікація, властивості, одержання 3 Основи: склад, класифікація, властивості, одержання 4 Кислоти: склад, класифікація, властивості, одержання 5 Солі: склад, класифікація, властивості, одержання 6 Зв'язок між класами неорганічних сполук	[1, с. 7-43] [6, с. 59-65]	Лабораторна робота 1. Хімічні властивості оксидів, основ, кислот та солей: 1 Властивості оксиду кальцію 2 Властивості вуглекислого газу 3 Властивості лугів 4 Одержання та властивості нерозчинних основ 5 Взаємодія кислот з металами 6 Взаємодія двох солей	[3, с. 7-9]	Лаб. раб. Практ.

1	2	3	4	5	6
<p><i>Робота 3</i> Важливіші закони хімії. Розрахунки за хімічними формулами та рівняннями реакцій. Розрахунки за законом еквівалентів та газовими законами</p>	<p>1 Атом, молекула, атомна та молекулярна маси 2 Моль, мольна маса, мольний об'єм 3 Хімічна емпірична формула 4 Хімічна реакція. Рівняння хімічної реакції 5 Еквівалент. Еквівалентна маса 6 Визначення еквівалентних мас хімічних елементів та складних речовин 7 Закон збереження маси та енергії 8 Закон сталості складу 9 Закон еквівалентів 10 Закон Авогадро та наслідки з нього 11 Рівняння Клапейрона-Менделєєва 12 Методи визначення молярних мас.</p>	<p>[1, с. 44-73] [6, с. 6-8, 11-13] [8, с. 14-45]</p>	<p>Розв'язання задач з важливіших законів хімії</p>	<p>[4, с. 3-26]</p>	<p>Практ.</p>

1	2	3	4	5	6
<i>Робота 4</i> Будова ато- му. Періо- дичний за- кон	1 Ядерна модель атома Резерфо- рда 2 Модель атома Бора. Постулати Бора 3 Сучасна модель будови атома. Дуалізм електрону 4 Квантові числа 5 Принципи заповнення елект- ронних оболонок атомів 6 Електронні формули атомів 7 Періодичний закон та періоди- чна система Д.І. Менделєєва 8 Визначення властивостей еле- ментів за їх положенням в пе- ріодичній системі 9 Причина повторюваності влас- тивостей хімічних елементів	[6, с. 14- 26] [7, с. 19- 41] [8, с. 55- 105, 46- 54]	Виконання вправ та розв'язання задач з будови атома, періодичного закону та періодичній системі Д.І. Мен- делєєва	[4, с. 27- 30]	Практ.
<i>Робота 5</i> Хімічний зв'язок та будова мо- лекул	1 Атомні радіуси, енергія іоніза- ції, енергія спорідненості до електрону 2 Електронегативність в періодах та групах 3 Причини та умови утворення хімічного зв'язку	[6, с. 27- 39] [7, с. 42- 61] [8, с. 109-148]	Виконання вправ, розв'язання задач з хімічного зв'язку та будови молекул	[4, с. 31- 33]	Практ.



1	2	3	4	5	6
	4 Основні характеристики хімічного зв'язку: енергія, довжина. 5 Типи хімічного зв'язку, форми молекул 6 Ковалентний зв'язок, його насиченість, направленість, здатність до поляризації 7 Різновиди хімічного зв'язку: іонний, донорно-акцепторний, водневий				
6 <i>Робота 6</i> Термохімія та хімічна спорідненість	1 Фізична суть енергетичних ефектів у хімічних реакціях 2 Внутрішня енергія. Ентальпія. Стандартна ентальпія утворення 3 Закон Гесса та його наслідки. Термохімічні рівняння 4 Термохімічні розрахунки 5 Ентропія, її зміна в хімічних процесах та фазових переходах 6 Енергія Гіббса 7 Направленість хімічних процесів, хімічна спорідненість	[2, с. 5-43] [7, с. 76-87] [8, с. 158-162, 182-196]	Виконання термодинамічних розрахунків	[4, с. 34-38]	Практ.

1	2	3	4	5	6
<i>Робота 7</i> Хімічна кінетика	1 Гомогенні та гетерогенні реакції 2 Швидкість гомогенної хімічної реакції 3 Швидкість гетерогенної хімічної реакції 4 Закон дії мас. Константа швидкості хімічної реакції 5 Залежність швидкості реакції від температури, правило Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса	[2, с. 44-54] [6, с. 40-44] [7, с. 88-97] [8, с. 163-172]	Лабораторна робота 2. Швидкість хімічної реакції. 1 Вплив концентрації на швидкість реакції 2 Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Розрахунки з хімічної кінетики	[3, с. 20-24]   [4, с. 39-43]	Лаб. раб. Практи.
<i>Робота 8</i> Хімічна рівновага. Каталіз	1 Реакції оборотні та необоротні 2 Хімічна рівновага 3 Константа хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє 4 Каталіз та каталізатори	[2, с. 55-86] [6, с. 40-44] [7, с. 98-107] [8, с. 176-181]	Лабораторна робота 3. Хімічна рівновага. Каталіз 1 Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин 2 Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції Виконання вправ	[3, с. 24-26]   [4, с. 39-43]	Лаб. раб. Практи.
<i>Робота 9</i> Розрахункові задачі з визначення концентрацій розчинів	1 Розчини, їх класифікація 2 Процес розчинення. Енергетичні ефекти розчинення 3 Розчинення газоподібних, рідких та твердих речовин 4 Розчинність	[7, с. 154-182] [8, с. 205-221]	Розв'язання задач з концентрацій розчинів	[4, с. 44-53]	Практ.

1	2	3	4	5	6
	5 Концентрації розчинів (відсоткова, молярна, моляльна, нормальна, мольна доля, титр) 6 Перерахунок концентрацій				
<i>Робота 10</i> Електролітична дисоціація. Реакції іонного обміну	1 Розчини електролітів, їх особливості 2 Причини електролітичної дисоціації 3 Ступінь електролітичної дисоціації, залежність її від різних факторів 4 Константа дисоціації 5 Особливості сильних електролітів 6 Реакції іонного обміну	[6, с. 45-58] [7, с. 169-182] [8, с. 223-242]	Лабораторна робота 4. Електролітична дисоціація. Іонно-обмінні реакції 1 Електропровідність розчинів 2 Залежність ступеню дисоціації від концентрації електроліту 3 Реакції іонного обміну 4 Амфотерні електроліти. Виконання вправ	[3, с. 32-38]      [5, с. 3-6]	Лаб. раб. Практ.
<i>Робота 11</i> Дисоціація води, водневий показник. Гідроліз	1 Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води 2 Водневий показник 3 Індикатори 4 Гідроліз солей. Ступінь та константа гідролізу 5 Гідроліз частковий та повний 6 Посилення гідролізу двох солей	[8, с. 243-254]	Лабораторна робота 5. Дисоціація води, водневий показник. Гідроліз солей 1 Забарвлення індикаторів в різних середовищах 2 Гідроліз солей 3 Взаємне посилення гідролізу двох солей 4 Вплив температури на гідроліз. Виконання вправ	[3, с. 38-45]      [5, с. 7-15]	Лаб. раб. Практ.

1	2	3	4	5	6
<i>Робота 12</i> Окислювально-відновні реакції	1 Ступінь окислення 2 Електронна теорія окислення-відновлення 3 Найважливіші окислювачі та відновники 4 Складання рівнянь окислювально-відновних реакцій. Метод електронного балансу	[6, с. 66-78] [7, с. 199-200] [8, с. 255-262]	Лабораторна робота 6. Окислювально-відновні реакції 1 Відновні властивості іонів з мінімальними ступенем окислення атому 2 Окислювальні властивості іонів з максимальним ступенем окислення атомів. Складання рівнянь реакцій	[3, с. 45-48]    [5, с. 16-18]	Лаб. раб. Практ.
<i>Робота 13</i> Гальванічний елемент	1 Причини виникнення подвійного електричного шару. Рівноважний електродний потенціал 2 Нормальний водневий електрод 3 Стандартні електродні потенціали, ряд напруг. Формула Нернста 4 Робота гальванічного елементу. Електрорушійна сила 5 Формула Нернста 6 Концентраційні гальванічні елементи	[7, с. 201-206] [8, с. 263-284]	Лабораторна робота 7. Гальванічний елемент 1 Вимірювання ЕРС елемента Данієля-Якобі. Розв'язання задач	[3, с. 48-52]   [5, с. 19-25]	Лаб. раб. Практ.

1	2	3	4	5	6
	7 Редокс-потенціали. 8 Направленість окислювально-відновних реакцій. Іонно-електронний метод складання рівнянь окислювально-відновних реакцій				
<i>Робота 14</i> Корозія металів	1 Класифікація корозії металів 2 Хімічна корозія 3 Електрохімічна корозія 4 Киснева та воднева деполяризація 5 Методи захисту металів від корозії	[7, с. 239-244] [8, с. 536-542]	Лабораторна робота 8. Корозія металів. 1 Вплив утворення гальванічних пар на корозію металу 2 Корозія оцинкованого та вилудженого заліза. Виконання вправ з корозії металів	[3, с. 53-56]  [5, с. 33-39]	Лаб. раб. Практ.
<i>Робота 15</i> Електроліз розчинів солей	1 Суть електролізу. Анодне окислення та катодне відновлення 2 Напруга розкладу, перенапруга 3 Послідовність розрядження іонів під час електролізу 4 Первинні та вторинні продукти електролізу	[7, с. 207-211] [8, с. 285-294]	Лабораторна робота 9. Електроліз розчинів солей 1 Електроліз розчину хлориду міді 2 Електроліз розчину йодиду калію 3 Електроліз розчину сульфату натрію 4 Електроліз розчину сірчаної кислоти з мідним анодом. Виконання вправ	[3, с. 56-60]  [5, с. 26-32]	Лаб. раб. Практ.

1	2	3	4	5	6
	5 Електроліз з розчинним анодом 6 Закони електролізу 7 Промислове використання електролізу				
Робота 16 Хімічні властивості металів	1 Визначення та класифікація металів, їх розташування в періодичній таблиці Д.І. Менделєєва 2 Відновна активність металів та окислювальна властивість катіонів металів 3 Відношення металів до кисню, водню, кислот, лугів, солей 4 Засоби отримання та очищення металів	[7, с. 214-224] [8, с. 513-524]	Лабораторна робота 10. Хімічні властивості металів 1 Взаємодія металів з киснем повітря 2 Дія води на метали 3 Дія кислот на метали 4 Дія розчинів солей на метали 5 Дія розчинів лугів на метали. Виконання вправ з хімічних властивостей металів	[3, с. 64-68]       [5, с. 40-46]	Лаб. раб. Прак.

### 3 ПИТАННЯ РОБОЧОЇ ПРОГРАМИ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ІСПИТУ

№	Питання робочої програми	Література
1	2	3
1	Предмет та задачі хімії. Матерія та речовина. Роль вітчизняних вчених у розвитку хімії	[6, с. 4-5] [7, с. 5-8] [8, с. 11-12]
2	Роль хімії у розвитку сучасної промисловості	[8, с. 12-13]
3	Класифікація неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти та солі. Склад, назва, хімічні властивості, методи одержання	[1, с. 7-43] [6, с. 59-65] [8, с. 37-42]
4	Основні поняття хімії: хімічний елемент, атом, молекула, відносна атомна та молекулярна маси. Моль, мольна маса. Еквівалент, еквівалентна маса простих та складних речовин	[1, с. 44-46] [6, с. 6-13] [7, с. 12-18] [8, с. 18-20]
5	Основні закони хімії: закон збереження маси та енергії, сталості складу, еквівалентів	[1, с. 56-59] [6, с. 6-13] [7, с. 12-18] [8, с. 17-23, 29-31]
6	Газові закони: об'ємних відношень, Авогадро. Мольний об'єм. Відносна густина газів. Рівняння стану ідеальних газів (рівняння Менделєєва-Клапейрона). Методи визначення молярних мас	[1, с. 56-60] [7, с. 15-16] [8, с. 23-29]
7	Будова атому. Склад атомних ядер. Ізотопи. Сучасне поняття про хімічний елемент. Модель атома Бора-Зоммерфельда. Уява про кванти енергії. Поняття хвильової механіки. Постулати Бора. Подвійна корпускулярно-хвильова природа електрона. Принцип Гейзенберга. Характеристика поведінки електронів в атомах	[6, с. 16-18, 21-22] [7, с. 19-27] [8, с. 55-66]
8	Квантово-механічна модель атому. Квантові числа. Типи електронних орбіталей. Принцип Паулі. Правила Гунда. Послідовність заповнення електронних рівнів та підрівнів. Електронна та електронно-графічна формула	[6, с. 18-21] [7, с. 27-34] [8, с. 67-93]

1	2	3
9	Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Періодична система елементів. Ряди, періоди, групи та підгрупи. Порядковий номер, його фізична суть	[6, с. 14-16, 23-27] [7, с. 34-39] [8, с. 46-48]
10	Періодична зміна властивостей хімічних елементів у відповідності з електронною структурою атомів. Сучасне формулювання періодичного закону. Енергія іонізації та спорідненості до електрона. Радіуси атомів та іонів. Електронегативність елементів. Металеві та неметалеві властивості елементів простих речовин	[6, с. 14-16] [7, с. 39-42] [8, с. 48-54, 94-98]
11	Валентність елементів та хімічний зв'язок. Ефективний радіус атомів у сполуках та ступінь окислення	[6, с. 27-28] [7, с. 42-47]
12	Причина утворення хімічного зв'язку. Сучасні теорії хімічного зв'язку. Метод валентних зв'язків	[6, с. 27] [7, с. 42-47] [8, с. 109-118]
13	Основні характеристики хімічного зв'язку. Енергія та довжина хімічного зв'язку. Властивості ковалентного хімічного зв'язку: Насиченість, полярність та поляризованість, направленість	[6, с. 27-28] [7, с. 49-53] [8, с. 113-128]
14	Геометрична форма молекул. Гібридизація атомних орбіталей. Іонний зв'язок як граничний випадок поляризації. Донорно-акцепторний, водневий та металевий зв'язки	[6, с. 27-39] [8, с. 129-134, 143-148]
15	Фізична суть енергетичних ефектів хімічних процесів. Основні поняття термодинаміки. Перший закон термодинаміки (принцип збереження енергії). Внутрішня енергія	[2, с. 5-9] [7, с. 76-78] [8, с. 158-160]
16	Ентальпія утворення та ентальпія згорання хімічних сполук. Стандартний стан. Термохімічні розрахунки. Закон Гесса та наслідки	[2, с. 10-14] [7, с. 78-81, 82-83] [8, с. 161-162]



1	2	3
17	Друге начало термодинаміки Поняття ентропії. Статистична інтерпретація ентропії. Стандартна ентропія. Третє начало термодинаміки. Визначення ентропії реакції	[2, с. 22-27 [7, с. 84-86] [8, с. 182-191]
18	Енергія Гіббса – критерій можливості перебігу хімічної реакції. Ентальпійний, ентропійний фактори та напрямок процесу. Стандартна енергія Гіббса утворення хімічної сполуки. Хімічна спорідненість	[2, с. 28-36] [7, с. 86-88] [8, с. 192-196]
19	Гомогенні та гетерогенні системи і реакції. Умови перебігу хімічної реакції, молекулярність хімічної реакції	[2, с. 45-46]
20	Швидкість гомогенної хімічної реакції, її залежність від концентрації реагуючих речовин (закон дії мас), від температури та наявності каталізатора. Константа швидкості реакції. Гомогенний каталіз	[2, с. 46-52, 61-64] [7, с. 88-92, 95-97] [8, с. 163-172]
21	Швидкість гетерогенної хімічної реакції. Різновиди сорбції. Адсорбційна рівновага. Гетерогенний каталіз	[2, с. 73-85] [6, с. 40-43] [7, с. 100-101] [8, с. 172-173]
22	Зворотні реакції. Хімічна рівновага в гомогенних та гетерогенних системах. Константа рівноваги. Зв'язок константи рівноваги з енергією Гіббса хімічної реакції. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє	[2, с. 55-60] [6, с. 44-45] [7, с. 92-94, 102-104] [8, с. 176-182]
23	Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності та за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсного середовища. Дійсні розчини	[7, с. 154-155] [8, с. 205-210]
24	Засоби висловлення концентрації розчинів. Розчинність. Подвійна природа рідких розчинів. Зміна ентальпії та ентропії при розчиненні	[6, с. 45-49] [7, с. 156-161] [8, с. 210-215]

1	2	3
25	Розчинність газоподібної речовини у рідині. Закон Генрі. Розчинність рідини у рідині. Розчинність твердої речовини у рідині. Тиск насиченої пари над розчином. Закони Рауля. Температура кипіння та замерзання розведених розчинів. Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа	[7, с. 161-166] [8, с. 215-222]
26	Розчини електролітів та їх особливості. Відхилення властивостей розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гоффа. Основні положення теорії електролітичної дисоціації	[7, с. 169-170, 174-175] [8, с. 223-226]
27	Природа процесу електролітичної дисоціації. Причина та хід дисоціації в залежності від характеру хімічних зв'язків в молекулах. Роль розчинника	[6, с. 49-51] [7, с. 171-174] [8, с. 226-228]
28	Ступінь електролітичної дисоціації. Залежність її від різноманітних факторів	[6, с. 51-52] [8, с. 228-236]
29	Розчини слабких та сильних електролітів. Ступінчаста дисоціація слабких електролітів. Константа дисоціації слабких електролітів	[6, с. 52] [8, с. 229-232]
30	Іонні рівняння реакцій. Зміщення рівноваги іонообмінних реакцій.	[6, с. 52-53] [8, с. 237-241]
31	Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник. Поняття про індикатори	[6, с. 53-54] [7, с. 177-179] [8, с. 241-254]
32	Гідроліз солей. Різні випадки гідролізу. Іонні та молекулярні форми запису процесу гідролізу. Умови посилення та зменшення гідролізу	[6, с. 54-56] [7, с. 179-180]
33	Теорія кислот та основ. Амфоліти	[6, с. 56-57] [7, с. 181-183] [8, с. 234-237]

1	2	3
34	Грубодисперсні системи – суспензії та емульсії, їх практичне використання. Колоїдні розчини. Структура і заряд колоїдних часток. Коагуляція і седиментація колоїдних систем. Гелі та золі	[6, с. 57-59] [7, с. 186-198] [8, с. 295-306, 318-325]
35	Тверді розчини, їх утворення, види, властивості	[7, с. 183-186]
36	Окислення та відновлення. Окислювально-відновні реакції. Найважливіші окислювачі та відновники	[6, с. 66-74] [7, с. 54-59] [8, с. 255-263]
37	Основи електрохімії. Причини виникнення електродного потенціалу. Подвійний електричний шар. Поняття про електродні потенціали	[6, с. 109-111] [7, с. 201-204] [8, с. 263-281]
38	Водневий електрод. Стандартні електродні потенціали металів. Ряд напружень	[7, с. 204-207] [8, с. 281-285]
39	Гальванічний елемент, його будова та робота. Електро-рушійна сила гальванічного елементу. Рівняння Нернста. Концентраційні елементи	[7, с. 202-204] [8, с. 263-270]
40	Акумулятори лужні та кислотні, їх будова та робота. Паливні елементи. Електрохімічні генератори. Електрохімічні перетворювачі	[8, с. 264, 512, 513, 559, 675]
41	Редокс-потенціали. Направленість окислювально-відновних реакцій. Методи підбору коефіцієнтів у реакціях окислення-відновлення: електронний баланс, іонно-електронний баланс	[8, с. 270-281]
42	Суть процесу електролізу. Потенціал розкладу. Пере-напруга. Вторинні процеси під час електролізу. Електроліз розплавів	[6, с. 73-74] [7, с. 207-208, 293-294]

1	2	3
43	Електроліз розчинів солей. Послідовність розрядження іонів. Електроліз з розчинним та нерозчинним анодами. Закони Фарадея. Промислове значення електролізу	[6, с. 74-78] [7, с. 209-211] [8, с. 285-290]
44	Електролітичне отримання та рафінування металів. Основи гальванічних методів нанесення металевих покриттів - гальваностегія. Гальванопластика. Електрохімічна обробка металів	[6, с. 76-77] [7, с. 210-211] [8, с. 290-292]
45	Корозія металів. Народногосподарське та економічне значення проблеми. Основні види корозії та типи корозійних порушень. Хімічна корозія. Роль захисних плівок	[6, с. 112-113] [8, с. 536-543]
46	Електрохімічна корозія. Анодний процес, катодна деполяризація. Атмосферна корозія. Ґрунтова корозія. Корозія під дією блукаючих струмів	[6, с. 112-113] [8, с. 536-543]
47	Методи захисту від корозії. Роль захисних покриттів. Вибір раціональних конструкцій та матеріалів. Електрохімічні методи захисту. Інгібітори	[6, с. 113-115] [8, с. 541-543]
48	Класифікація металів. Фізичні та хімічні властивості металів. Металевий зв'язок. Використання металевих сплавів та покриттів у техніці	[6, с. 108-109] [8, с. 513-521]
49	Розповсюдження та форми знаходження металів у природі. Методи здобування металів із руд. Отримання чистих та понадчистих металів	[6, с. 108-109, 111-112] [8, с. 521-525]
50	Фізичні та хімічні властивості неметалів. Розповсюдження та форми існування неметалів у природі, засоби отримання	[6, с. 79-80] [7, с. 214-225]
51	Прості сполуки: гідриди, галіди, оксиди, сульфіді, нітриди, карбіди. Особливості їх властивостей та практичне значення	[7, с. 120-128]

## 4 ЗАДАЧИ ТА ВПРАВИ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ СТУДЕНТІВ ДО ІСПИТУ

### 4.1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ, ХІМІЧНОЮ РЕАКЦІЄЮ, ГАЗОВИМИ ЗАКОНАМИ

#### 4.1.1 Задачі з атомно-молекулярної теорії

##### 4.1.1.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача № 1.** Визначення формул хімічних сполук елементів з використанням правила взаємної насичуваності валентностей.

**Приклад.** Знайти емпіричну формулу оксиду заліза, знаючи, що кисень має валентність два, а залізо - тривалентне.

**Рішення.** Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Для визначення індексів скористаємося правилом взаємної насичуваності валентностей:

$$V_{\text{Fe}} \cdot i_{\text{Fe}} = V_{\text{O}} \cdot i_{\text{O}},$$

де  $V$  – валентність;

$i$  – індекс.

Знаходимо найпростіше співвідношення між індексами заліза й кисню:

$$i_{\text{Fe}} \cdot 3 = i_{\text{O}} \cdot 2;$$

$$\frac{i_{\text{Fe}}}{i_{\text{O}}} = \frac{2}{3}.$$

Емпірична формула оксиду заліза  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

**Задача № 2.** Визначення валентності хімічних елементів у сполуках.

**Приклад.** Знайти валентність азоту в оксиді азоту  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Відомо, що валентність кисню постійна і дорівнює 2.

**Рішення.** Застосуємо правило взаємної насичуваності валентностей:

$$B_N \cdot i = B_O \cdot i_O,$$

$$B_N = \frac{B_O \cdot i_O}{i_N} = \frac{2 \cdot 5}{2} = 5.$$

Валентність азоту в оксиді  $N_2O_5$  дорівнює 5.

**Задача № 3.** Визначення відносної молекулярної маси хімічних сполук.

Нехай  $B_iC_jD_k$  – хімічна сполука,

де B, C, D – хімічні елементи; i, j, k – їхні індекси.

$$\text{Тоді } M_{r, B_iC_jD_k} = i A_{r,B} + j A_{r,C} + k A_{r,D},$$

де  $A_r$  – відносна атомна маса.

**Приклад.** Визначити відносну молекулярну масу сульфату натрію  $Na_2SO_4$ .

$$\begin{aligned} \text{Рішення. } M_{r, Na_2SO_4} &= 2 \cdot A_{r,Na} + 1 \cdot A_{r,S} + 4 \cdot A_{r,O} = \\ &= 2 \cdot 23 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 142. \end{aligned}$$

**Задача № 4.** Визначення молярної маси хімічних сполук за емпіричною формулою.

Для сполуки  $B_iC_jD_k$  ми маємо:

$$M_{B_iC_jD_k} = i M_B + j M_C + k M_D.$$

**Приклад.** Визначити молярну масу нітрату кальцію  $Ca(NO_3)_2$ .

$$\begin{aligned} \text{Рішення. } M_{Ca(NO_3)_2} &= 1 \cdot M_{Ca} + 2 \cdot M_N + 6 \cdot M_O = \\ &= 1 \cdot 40 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 164 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

**Задача № 5.** Визначення числа молей  $n_M$ , що містяться у певній масі простих і складних речовин:

$$n_M = \frac{m}{M},$$

де  $n_M$  - число моль;

$m$  – маса речовини, г;

$M$  – молярна маса, г/моль.

**Приклад 1.** Визначити число моль атомів у 60 г вуглецю.

**Рішення.**  $M_C = 12$  г/моль;

$$n_{M,C} = \frac{m_C}{M_C} = \frac{60 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль атомів вуглецю.}$$

**Приклад 2.** Визначити число моль молекул у 300 г вуглекислого кальцію  $\text{CaCO}_3$ .

**Рішення.**  $M_{\text{CaCO}_3} = 100$  г/моль;

$$n_{M,\text{CaCO}_3} = \frac{m}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{300 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль молекул CaCO}_3.$$

**Задача № 6.** Визначення числа атомів і молекул, що містяться у певній масі речовини:

$$n = n N_A = \frac{m}{M} N_A,$$

де  $n$  – кількість атомів у простій речовині чи кількість молекул у складній речовині;

$N_A$  – число Авогадро,  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>;

$m$  – маса речовини, г;

$M$  – її молярна маса, г/моль.

**Приклад 1.** Знайти число атомів у 3,2 г сірки.

**Рішення.**  $n_{\text{атомів}} = \frac{m}{M} N_A = \frac{3,2 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ атомів},$

**Приклад 2.** Знайти кількість молекул  $\text{Na}_2\text{O}$  у 6,2 г оксиду натрію.

**Рішення.**

$$n_{\text{молекул}} = \frac{m}{M_{\text{Na}_2\text{O}}} N_A = \frac{6,2 \text{ г}}{62 \text{ г/моль}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ молекул}$$

**Задача № 7.** Визначення абсолютної маси атомів і молекул:

$$m_{\text{атома (молекули)}} = \frac{M}{N_A},$$

де  $m_{\text{атома (молекули)}}$  – маса атома (молекули), г.

**Приклад.** Визначити масу молекули NO.

**Рішення.** 
$$m_{\text{NO}} = \frac{M_{\text{NO}}}{N_A} = \frac{30 \text{ г / моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

#### 4.1.1.2 Задачі для самостійного рішення

- 1 Визначити кількість моль й кількість молекул магнію в 0,486 г.
- 2 Чи однакова кількість молекул у 1 г водню й у 1 г кисню ? Відповідь підтвердити відповідними розрахунками.
- 3 Розрахувати у молях і в грамах  $2,0 \cdot 10^{23}$  молекул ацетилену  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

#### 4.1.2 Розрахунки за хімічною формулою

##### 4.1.2.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача № 1.** Визначення маси хімічного елемента, що міститься у певній масі хімічної сполуки.

Нехай  $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$  – загальна формула хімічної сполуки, тоді

$M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$  містить  $iM_{\text{B}}$ ,

$m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$  містить  $x$  г В.

$$x = m_{\text{B}} = \frac{m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k} \cdot iM_{\text{B}}}{M_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}},$$

де  $m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$  - маса хімічної сполуки  $\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k$ , г;

$m_{\text{B}}$  – маса хімічного елемента В, що міститься в масі хімічної сполуки  $m_{\text{B}_i\text{C}_j\text{D}_k}$ , г.

**Приклад.** Визначити масу кисню, що міститься в 148 г гідроксиду кальцію  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

**Рішення.**  $M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74 \text{ г/моль};$

$M_{\text{O}} = 16 \text{ г/моль}; i = 2;$

$$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot iM_{\text{O}}}{M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{148 \cdot 2 \cdot 16}{74} = 64 \text{ г}$$



**Задача № 2.** Визначення маси хімічної сполуки, що містить певну масу хімічного елемента.

Для сполук загальної формули  $B_iC_jD_k$  ми маємо:

$iM_B$  міститься в  $M_{B_iC_jD_k}$ ;

$m_B$  міститься в  $x$  г  $B_iC_jD_k$ .

$$x = m_{B_iC_jD_k} = \frac{m_B \cdot M_{B_iC_jD_k}}{iM_B}$$

**Приклад.** Визначити масу оксиду магнію  $Mg$ , що містить 6 г магнію.

**Рішення.**  $M_{MgO} = 40$  г/моль;

$$M_{Mg} = 24 \text{ г/моль}; i = 1;$$

$$m_{MgO} = \frac{m_{Mg} \cdot M_{MgO}}{i M_{Mg}} = \frac{6 \cdot 40}{1 \cdot 24} = 10 \text{ г}.$$

**Задача № 3.** Визначення відсоткового вмісту хімічного елемента в хімічній сполуці.

Відсотковий вміст хімічного елемента в хімічній сполуці – це його вагова кількість, що міститься в 100 масових частинах хімічної сполуки.

$M_{B_iC_jD_k}$  містить  $i M_B$ ;

100 г  $B_iC_jD_k$  містить  $x$  г  $B$  (%  $B$ ).

$$\% B = \frac{i \cdot 100 \cdot M_B}{M_{B_iC_jD_k}},$$

де %  $B$  – відсотковий вміст елемента  $B$ .

**Приклад.** Визначити відсотковий вміст заліза у  $Fe_3O_4$ .

$$M_{Fe_3O_4} = 232 \text{ г/моль}; M_{Fe} = 56 \text{ г/моль}; i = 3;$$

$$\% Fe = \frac{i \cdot 100 \cdot M_{Fe}}{M_{Fe_3O_4}} = \frac{3 \cdot 100 \cdot 56}{232} = 72,4\%.$$

Подібним чином можна визначити відсотковий вміст інших елементів у сполуці, тобто відсотковий склад сполуки.

Необхідно пам'ятати, що для сполуки  $B_iC_jD_k$

$$\% B + \% C + \% D = 100 \%.$$

**Задача № 4.** Визначення хімічної формули сполуки на підставі відсоткового вмісту елементів у сполуці та їх молярної маси.

З попередньої задачі відомо, що відсотковий вміст елемента В в хімічній сполуці  $B_iC_jD_k$  визначається за формулою

$$\%B = \frac{i \cdot 100 \cdot M_B}{M_{B_iC_jD_k}},$$

звідси 
$$i = \frac{\%B \cdot M_{B_iC_jD_k}}{100 \cdot M_B}$$

**Приклад.** Відповідно до результатів кількісного аналізу невідома сполука містить

$$\%H = 11,1\%; \%C = 88,9\%.$$

Її молярна маса дорівнює 54 г/моль. Визначити молекулярну формулу сполуки.

**Рішення.** Невідома сполука має молекулярну формулу  $C_iH_j$

$$i = \frac{\%C \cdot M_{C_iH_j}}{M_C \cdot 100} = \frac{88,9 \cdot 54}{12 \cdot 100} = 4;$$

$$j = \frac{\%H \cdot M_{C_iH_j}}{M_H \cdot 100} = \frac{11,1 \cdot 54}{1 \cdot 100} = 6$$

Таким чином, молекулярна формула  $C_4H_6$ .

**Задача № 5.** Визначення маси хімічної сполуки з домішками, яка вміщує певну масу хімічного елемента.

**Приклад.** Мінерал, що утримує сульфід свинцю, містить 75 % Pb. Яка кількість цього мінералу містить 200 г свинцю?

**Рішення.** Спочатку визначається маса чистої хімічної сполуки PbS, у якій міститься 200 г свинцю:

$$m_{PbS} = \frac{m_{Pb} \cdot M_{PbS}}{i \cdot M_{Pb}} = \frac{200 \cdot 239}{1 \cdot 207} = 231 \text{ г PbS.}$$

Потім визначається маса речовини з домішкою, тобто маса мінералу:

$$m_{\text{речовини з домішкою}} = \frac{m_{\text{чистої речовини}} \cdot 100\%}{\% \text{ вміст чистої речовини}};$$
$$m_{\text{мінералу}} = \frac{m_{\text{PbS}} \cdot 100\%}{75\%} = \frac{231 \cdot 100}{75} = 308 \text{ г.}$$

**Задача № 6.** Визначення маси хімічного елемента у певній масі хімічної сполуки, що містить домішку.

**Приклад.** Мінерал германія містить 80 % двооксиду германія  $\text{GeO}_2$ . Знайти масу германія, що міститься в 250 г цього мінералу.

**Рішення.** Спочатку визначається маса двооксиду германія, що міститься в 250 г мінералу:

$$m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{речовини з домішкою}} \cdot \% \text{ утримання чистої речовини}}{100\%};$$
$$m_{\text{GeO}_2} = \frac{m_{\text{мінерала}} \cdot 80\%}{100\%} = \frac{250 \cdot 80}{100} = 200 \text{ г.}$$

Потім визначається маса хімічного елемента:

$$m_{\text{Ge}} = \frac{m_{\text{GeO}_2} \cdot M_{\text{Ge}}}{M_{\text{GeO}_2}} = \frac{200 \cdot 72,5}{104,5} = 135 \text{ г.}$$

#### 4.1.2.2 Задачі для самостійного рішення

- 1 Визначити масу марганцю в 1 т піролюзиту, що містить 60 %  $\text{MnO}_2$
- 2 Скільки хлороводню можна одержати з 20 кг водню, якщо втрати виробництва складають 12 %?
- 3 У якій сполуці більше відсотковий вміст свинцю – у  $\text{PbO}$  чи в  $\text{PbO}_2$ ? Відповідь підтвердити відповідними розрахунками.
- 4 Знайти найпростішу та дійсну формулу газу, що має наступний склад: С - 82,76 %; Н - 17,24 %. Густина газу за повітрям дорівнює 2,01.

5 При прожарюванні 2,94 г кристалогідрату хлориду кальцію виділилося 1,45 г води. Скласти формулу даного кристалогідрату.

6 При спалюванні 6,2 г кремневодню отримано 12 г двооксиду  $\text{SiO}_2$ . Густина кремневодню за повітрям дорівнює 2,14. Вивести молекулярну формулу кремневодню.

### **4.1.3 Розрахунки за газовими законами (нормальні умови)**

#### **4.1.3.1 Типові задачі з рішеннями**

Для здійснення будь-якого розрахунку за газовими законами для нормальних умов використовуються наступні формули:

$$M = \rho V_M = D_{\text{повітря}} \cdot 29 = D_{\text{H}_2} \cdot 2$$

$$n_M = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A}$$

де  $M$  – молярна маса, г/моль;

$\rho$  – густина газу, г/л;

$D_{\text{повітря}}$ ,  $D_{\text{H}_2}$  – відносна густина за повітрям й за воднем;

$n$  – кількість моль газу;

$m$  – маса газу, г;

$V$  – об'єм газу, л;

$V_M$  – молярний об'єм,  $V_M = 22,414$  л/моль;

$n_{\text{молекул}}$  – кількість молекул газу;

$N_A$  – число Авогадро,  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>.

Використовуючи ці дві формули, можна розрахувати:

- кількість молекул, що містяться у певному об'ємі газу;
- кількість моль, що містяться у певному об'ємі газу;
- об'єм, який займає певна маса газу;
- масу певного об'єму газу;
- густину та відносну густину газу за молярною масою газу;

- молярну масу невідомого газу на основі густини або відносної густини газу.

**Приклад 1.** Знайти кількість молекул  $\text{CO}_2$ , що міститься в 11,2 л вуглекислого газу (н.у.).

**Рішення.** 
$$\frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A};$$

$$n_{\text{молекул}} = \frac{V \cdot N_A}{V_M} = \frac{11,2 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

**Приклад 2.** Визначити число моль  $\text{SO}_2$ , що міститься в 3 л сірчистого газу (н.у.).

**Рішення.** 
$$n_M = \frac{V}{V_M} = \frac{1,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моля.}$$

**Приклад 3.** Знайти об'єм, який займає 32 г  $\text{CH}_4$  (н.у.).

**Рішення.** 
$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}; \quad V = \frac{m \cdot V_M}{M} = \frac{32 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{16 \text{ г/моль}} = 44,8 \text{ л.}$$

**Приклад 4.** Визначити масу одного літра кисню (н.у.).

**Рішення.** 
$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} \quad \text{чи} \quad M = \rho V_M,$$

тому що маса одного літра – за визначенням це густина,  $\rho = \frac{m}{V}$

$$\rho = \frac{M}{V_M} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,43 \text{ г/л},$$

тобто маса одного літра кисню  $m = 1,43 \text{ г}$ .

**Приклад 5.** Знайти відносну густину хлору за повітрям.

**Рішення.** 
$$D_{\text{повітря}}^{\text{Cl}_2} = \frac{M_{\text{Cl}_2}}{29} = \frac{71}{29} = 2,45, \text{ де } M_{\text{повітря}} = 29 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 6.** Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за воднем дорівнює 22.

**Рішення.** 
$$M_X = D_{\text{H}_2}^X \cdot 2 = 22 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 7.** Визначити об'єм, який займає 2 моль вуглекислого газу (н.у.).

**Рішення.**  $n_M = \frac{V}{V_M} \Rightarrow V = V_M \cdot n_M = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л.}$

**Приклад 8.** Визначити об'єм, який займає  $5,4 \cdot 10^{22}$  молекул кисню (н.у.).

**Рішення.**  $\frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A} \quad V = \frac{V_M \cdot n_{\text{молекул}}}{N_A} = \frac{22,4}{6,02} \cdot \frac{5,4 \cdot 10^{22}}{10^{23}} = 2 \text{ л.}$

#### 4.1.4 Розрахунки за рівнянням стану ідеальних газів

##### 4.1.4.1 Типові задачі з рішеннями

В усіх розрахунках використовується рівняння Клапейрона-Менделєєва:

$$pV = 1000 nRT,$$

чи

$$pV = 1000 m/M RT,$$

якщо об'єм вимірюється в літрах, тиск – у Паскалях, маса – у грамах, молярна маса – у грамах на моль, температура – у Кельвінах,  $R = 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$ .

**Приклад 1.** Маса 227 мл газу, який взято при температурі  $37^\circ\text{C}$  і при тиску 730 мм рт.ст., дорівнює 0,313 г. Визначити молярну масу цього газу.

**Рішення.**  $M = \frac{mRT \cdot 1000}{pV};$

$$p = 97325 \text{ Па}; \quad V = 0,227 \text{ л}; \quad T = 310 \text{ К};$$

$$M = \frac{0,313 \cdot 8,314 \cdot 10^3 \cdot 310}{97325 \cdot 0,227} = 36,5 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 2.** Визначити об'єм, який займає 140 г азоту при температурі  $32^\circ\text{C}$  і при тиску 2,8 атм.

**Рішення.**  $V = \frac{mRT \cdot 1000}{pM};$

$$M_{N_2} = 28 \text{ г/моль}; \quad T = 305 \text{ К}; \quad p = 283710 \text{ Па};$$

$$V = \frac{140 \cdot 8,314 \cdot 10^3 \cdot 305}{283710 \cdot 28} = 44,7 \text{ л.}$$

**Задача 3.** Певна кількість газу займає об'єм 152 мл при тиску 745 мм рт.ст. і температурі 25°C. Знайти об'єм тієї ж кількості газу при нормальних умовах ( $T_1 = 273 \text{ К}$ ;  $p_1 = 101325 \text{ Па}$ ).

**Рішення.**  $pV = nRT$ ;  $n = \frac{pV}{RT}$  чи  $n = \frac{p_1 V_1}{RT_1}$ ;

$$\frac{pV}{RT} = \frac{p_1 V_1}{RT_1},$$

де  $p$ ,  $V$ ,  $T$  – початкові умови;  $p_1$ ,  $V_1$ ,  $T_1$  – кінцеві умови;

$$V_1 = \frac{pVT_1}{Tp_1};$$

$$p = 99325 \text{ Па}; T = 298 \text{ К}; V = 0,152 \text{ л};$$

$$V_1 = \frac{99325 \cdot 0,152 \cdot 273}{298 \cdot 101325} = 0,1365 \text{ л.}$$

**Приклад 4.** У закритій металевій судині знаходиться газ при температурі 20°C. До якої температури необхідно нагріти цей газ, щоб збільшити його тиск у 3 рази?

**Рішення.**

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_1 V_1}{T_1};$$

$$p_1 = 3 p; T = 293 \text{ К}; V_1 = V.$$

$$\frac{pV}{T} = \frac{3 \cdot pV}{T_1}; \frac{1}{T} = \frac{3}{T_1};$$

$$T_1 = 3T = 3 \cdot 293 = 879 \text{ К, чи } t_1 = 606^\circ\text{C}.$$

#### 4.1.5 Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій

##### 4.1.5.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Нехай загальна схема хімічної реакції



де A і B – вихідні речовини;

C і D – продукти реакції;

a,b,c,d – коефіцієнти.

Тоді можна записати рівняння

$$\frac{n_{M,A}}{a} = \frac{n_{M,B}}{b} = \frac{n_{M,C}}{c} = \frac{n_{M,D}}{d},$$

де n – кількість моль кожної речовини, яка бере участь у реакції.

Припустимо, що кількість даних речовин висловлено наступним чином:

а) для A – кількістю моль;

б) для B – у об'ємних одиницях (тобто B – газоподібна речовина);

в) для C – у грамах;

г) для D – кількістю молекул.

Так як відомо, що

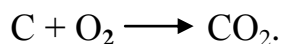
$$n_M = \frac{V}{V_M} = \frac{m}{M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A},$$

одержуємо формулу для розрахунків за рівнянням хімічної реакції

$$\frac{n_{M,A}}{a} = \frac{V_B}{V_M b} = \frac{m_C}{M_C c} = \frac{n_{\text{молекул},D}}{N_A d}.$$

**Приклад 1.** Визначити число моль вуглекислого газу CO<sub>2</sub>, отриманого в результаті згоряння 24 г вуглецю.

**Рішення.** Рівняння реакції горіння вуглецю



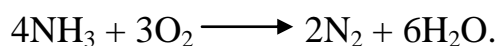


$$\frac{m_C}{M_C} = \frac{n_{M,CO_2}}{1};$$

$$n_{M,CO_2} = \frac{m_C}{M_C} = \frac{24}{12} = 2 \text{ моль.}$$

**Приклад 2.** Визначити об'єм кисню, необхідний для згоряння 17 г аміаку.

**Рішення.** Рівняння реакції горіння аміаку

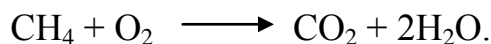


$$\frac{n_{NH_3}}{4M_{NH_3}} = \frac{V_{O_2}}{3V_M};$$

$$V_{O_2} = \frac{m_{NH_3} \cdot 3 \cdot V_M}{4M_{NH_3}} = \frac{17 \cdot 3 \cdot 22,4}{4 \cdot 17} = 16,8 \text{ л;}$$

**Приклад 3.** Визначити число молекул води, що утворяться при згорянні 10 л метану, н.у.

**Рішення.** Рівняння реакції горіння метану



$$\frac{V_{CH_4}}{1 \cdot V_M} = \frac{n_{\text{молекул}, H_2O}}{2 \cdot N_A};$$

$$n_{\text{молекул}, H_2O} = \frac{V_{CH_4} \cdot 2 \cdot N_A}{V_M} = \frac{10 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 5,4 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

**Задача 2.** Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з реактивом, що містить домішки.

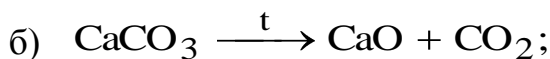
Перед звичайним розрахунком за рівнянням хімічної реакції визначається кількість чистого реактиву.

**Приклад.** Яку масу оксиду кальцію і який об'єм вуглекислого газу (н.у.) можна одержати при термічному розкладенні 20 г вапняку, що містить 80 % карбонату кальцію ?

**Рішення.**

$$а) m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{речовини з домішкою}} \cdot \% \text{ вмісту чистої речовини}}{100\%};$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{вапняка}} \cdot \% \text{ CaCO}_3}{100\%} = \frac{20 \cdot 80}{100} = 16 \text{ г.}$$



$$\frac{m_{\text{CaCO}_3}}{1 \cdot M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{1 \cdot M_{\text{CaO}}} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{1 \cdot V_M};$$

$$m_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaO}}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{16 \cdot 56}{100} = 8,96 \text{ г};$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CaCO}_3} \cdot V_M}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{16 \cdot 22,4}{100} = 3,58 \text{ л.}$$

**Задача 3.** Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з надлишком одного з реактивів.

Припустимо, що реактив В взято у надлишку, тоді формула для розрахунків за рівнянням хімічної реакції набуде виду

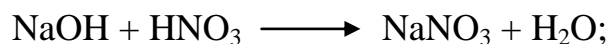
$$\frac{n_{M,A}}{a} < \frac{M_B}{b V_M} > \frac{m_C}{c M_C} = \frac{n_{\text{молекул D}}}{d N_A}.$$

Елемент рівняння, що містить реактив у надлишку, виключається з розрахунків. Розрахунки ведуть за реактивом, взятому в недоліку. Можливий також розрахунок надлишку реактиву.

$$m_{\text{надлишку реактиву}} = m_{\text{речовини, взята для реакції}} - m_{\text{речовини, що прореагувала}}$$

**Приклад.** Визначити масу нітрату натрію, що утвориться в результаті взаємодії 130 г азотної кислоти з двома моль гідроксида натрію. Який реактив взято у надлишку і яка маса надлишку цього реактиву?

**Рішення.** Визначаємо речовину в надлишку:



$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} = 2 \text{ моль}; \quad \frac{m_{\text{HNO}_3}}{1 M_{\text{HNO}_3}} = \frac{130}{63} = 2,06 \text{ моль}.$$

Таким чином, азотна кислота взята у надлишку:

$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} < \frac{m_{\text{HNO}_3}}{1 M_{\text{HNO}_3}}.$$

Розрахунок здійснюється за реактивом, який взято в недоліку, тобто за гідроокисом натрію:

$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} = \frac{m_{\text{NaNO}_3}}{1 M_{\text{NaNO}_3}};$$
$$m_{\text{NaNO}_3} = n_{\text{M,NaOH}} \cdot M_{\text{NaNO}_3} = 2 \cdot 85 = 170 \text{ г}.$$

Розрахунок маси кислоти, необхідної для реакції з двома молями гідроокису натрію:

$$\frac{n_{\text{M,NaOH}}}{1} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{1 \cdot M_{\text{HNO}_3}};$$
$$m_{\text{HNO}_3} = n_{\text{M,NaOH}} M_{\text{HNO}_3} = 2 \cdot 63 = 126 \text{ г}.$$

Розрахунок маси надлишку азотної кислоти:

$$m_{\text{надлишка}} = m_{\text{речовини, взята для реакції}} - m_{\text{речовини, що прореагувала}} =$$
$$= 130 - 126 = 4 \text{ г}.$$

**Задача 4.** Розрахунки з практичним виходом реакції.

Практичний вихід реакції  $R_{\text{пр}}$  – це відношення дійсної кількості отриманої речовини до його теоретично можливої кількості відповідно до рівняння реакції

$$R_{\text{пр}} = \frac{m_{\text{дійсна}}}{m_{\text{теоретична}}} 100 \text{ \%}.$$

**Приклад 1.** Отримано 620 г кисню електролізом 40 моль води. Визначити практичний вихід реакції.

**Рішення.** а) Спочатку розраховують теоретичну масу кисню за рівнянням реакції

$$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{O}_2 + 2\text{H}_2;$$
$$\frac{n_{\text{M,H}_2\text{O}}}{2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{1 \cdot M_{\text{O}_2}};$$
$$m_{\text{теор}} = m_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{M,H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{O}_2}}{2} = \frac{40 \cdot 32}{2} = 640 \text{ г.}$$

б) Визначаємо практичний вихід реакції

$$R_{\text{пр}} = \frac{620}{640} \cdot 100\% = 96,88\%.$$

**Приклад 2.** Практичний вихід реакції синтезу аміаку дорівнює 30 %. Знайти масу аміаку, отриманого з 90 л водню, який взято для реакції синтезу (н.у.)?

**Рішення.** а) Знаходимо теоретичну масу аміаку:

$$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3;$$
$$\frac{m_{\text{NH}_3}}{2 \cdot M_{\text{NH}_3}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{3 \cdot V_{\text{M}}}; \quad m_{\text{NH}_3} = \frac{2 \cdot M_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{H}_2}}{3 \cdot V_{\text{M}}} = \frac{2 \cdot 19 \cdot 90}{3 \cdot 22,4} = 45,54 \text{ г.}$$

б) Знаходимо за практичним виходом реакції дійсну масу аміаку:

$$m_{\text{дійсна NH}_3} = \frac{R_{\text{пр}} \cdot m_{\text{теор}}}{100\%} = \frac{30 \cdot 45,54}{100} = 13,66 \text{ г.}$$

#### 4.1.5.2 Задачі для самостійного рішення

1 Визначити молярну масу газу, якщо 0,29 л його при температурі 29°C і тиску  $1,064 \cdot 10^5$  Па (800 мм рт.ст.) мають масу 0,32 г.

2 Скільки потрібно взяти карбонату кальцію, щоб отриманим при його розкладенні двооксидом вуглецю наповнити балон ємністю 40 л при температурі 15°C і тиску  $1,013 \cdot 10^6$  Па?

3 Який об'єм кисню, узятото при 300°C і тиску  $5,06 \cdot 10^5$  Па, витратився на згоряння 10 кг кам'яного вугілля з утворенням  $\text{CO}_2$ , якщо у вугіллі містилося 94 % С?

4 У електричній печі з 20 кг оксиду кальцію було отримано 16 кг карбіду кальцію. Реакція йде за рівнянням  $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ . Визначити вихід карбіду кальцію й об'єм оксиду вуглецю при температурі 546°C і тиску  $1,013 \cdot 10^5$  Па.

5 При пропусканні над каталізатором суміші, що складається з 10 моль  $\text{SO}_2$  і 15 моль  $\text{O}_2$ , утворилося 8 моль  $\text{SO}_3$ . Скільки моль  $\text{SO}_2$  і  $\text{O}_2$  не прореагувало?

## 4.2 ЕКВІВАЛЕНТ, ЕКВІВАЛЕНТНА МАСА.

### ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

#### 4.2.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Визначити еквівалентні маси металів у наступних сполуках:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ;  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;  $\text{PbO}_2$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{AlCl}_3$ .

**Приклад.** Визначити еквівалентну масу марганцю в оксиді марганцю  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

**Рішення.** За хімічною формулою визначаємо валентність марганцю:  $\text{V}_{\text{Mn}} = 7$ . Потім за формулою для визначення еквівалентних мас хімічних елементів знаходимо еквівалентну масу марганцю:

$$E_{\text{Mn}} = \frac{M_{\text{Mn}}}{\text{V}_{\text{Mn}}} = \frac{55}{7} = 7,9 \text{ г/моль.}$$

**Задача 2.** Визначити еквівалентні маси наступних хімічних сполук:  $\text{PbO}_2$ ;  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{CaCl}_2$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

**Приклад.** Визначити еквівалентну масу  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

**Рішення.** Для кислот еквівалентна маса знаходиться за формулою

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{n_{\text{H}}}$$

Тому що кількість атомів водню кислоти  $n$ , що беруть участь у реакції, не вказується, у розрахунковій формулі береться максимальна кількість атомів водню в кислоті, здатних брати участь у реакції:  $n=3$ .

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль.}$$

**Задача 3.** Обчислити еквівалентну масу металу, знаючи, що його хлорид містить 65,57% хлору. Еквівалентна маса хлору дорівнює 35,45 г/моль.

$$\frac{m_{\text{Cl}}}{m_{\text{Me}}} = \frac{\% \text{ Cl}}{\% \text{ Me}}, \text{ запишемо } \frac{\% \text{ Cl}}{\% \text{ Me}} = \frac{E_{\text{Cl}}}{E_{\text{Me}}};$$

**Рішення.** Тому що

$$\% \text{ Me} = 100 \% - \% \text{ Cl} = 100 - 65,57 = 34,43 \%;$$

$$E_{\text{Me}} = \frac{\% \text{ Me} \cdot E_{\text{Cl}}}{\% \text{ Cl}} = \frac{34,43 \cdot 35,45}{65,57} = 18,62 \text{ г/моль.}$$

**Задача 4.** 5,2 г металу взаємодіє з 3,5 г азоту з утворенням нітриду. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність азоту – 3?

**Рішення.** Відповідно до закону еквівалентів

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{N}}} = \frac{E_{\text{Me}}}{E_{\text{N}}}; E_{\text{N}} = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{Me}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot E_{\text{N}}}{m_{\text{N}}} = \frac{5,2 \cdot 4,67}{3,5} = 6,9 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{Me}} = \frac{M_{\text{Me}}}{B}; M_{\text{Me}} = E_{\text{Me}} \cdot B; M_{\text{Me}} = 6,9 \cdot 1 = 6,9 \text{ г/моль.}$$

Невідомий метал – літій з молярною масою, яка дорівнює 6,9 г/моль.

**Задача 5.** 5 г алюмінію взаємодіє з киснем з утворенням 9,44 г оксиду алюмінію. Знайти еквівалентну масу алюмінію і його валентність. Визначити хімічну формулу оксиду алюмінію.

**Рішення.**

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \frac{E_{\text{Al}}}{E_{\text{O}}},$$

де  $E_{\text{O}} = 8$  г/моль;

$$m = m_{\text{оксиду}} - m_{\text{Al}} = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ г.}$$

$$E_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}} \cdot E_{\text{O}}}{m_{\text{O}}} = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9 \text{ г/моль}$$

Хімічна формула оксиду алюмінію –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Задача 6.** Певна кількість металу взаємодіє з 1,78 г сірки або з 8,89 г бромом. Визначити еквівалентну масу бромом, якщо еквівалентна маса сірки дорівнює 16 г/моль.

**Рішення.** Тому що кількості еквівалентних мас реагуючих між собою речовин рівні

$$n_{\text{E,Me}} = n_{\text{E,Br}} \text{ і } n_{\text{E,Me}} = n_{\text{E,S}},$$

$$\text{одержуємо: } n_{\text{E,Br}} = n_{\text{E,Me}} = n_{\text{E,S}},$$

$$\text{чи } \frac{m_{\text{Br}}}{E_{\text{Br}}} = n_{\text{E,Me}} = \frac{m_{\text{S}}}{E_{\text{S}}},$$

$$\text{тому } E_{\text{Br}} = \frac{m_{\text{Br}} \cdot E_{\text{S}}}{m_{\text{S}}} = \frac{8,89 \cdot 16}{1,78} = 79,9 \text{ г/моль.}$$

**Задача 7.** Яку валентність виявляє залізо, якщо для розчинення 5,58 г його необхідно було 7,3 г соляної кислоти. Яка формула хлориду заліза, що утвориться?

**Рішення.**

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{E_{\text{HCl}}}; \quad E_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}} \cdot E_{\text{HCl}}}{m_{\text{HCl}}},$$

де  $E_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль}$ .

$$E_{\text{Fe}} = \frac{5,58 \cdot 36,5}{7,3} = 27,9 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{Fe}} = \frac{M_{\text{Fe}}}{B} \Rightarrow B = \frac{M_{\text{Fe}}}{E_{\text{Fe}}} = \frac{55,8}{27,9} = 2.$$

Формула хлориду заліза, що утвориться -  $\text{FeCl}_2$ .

**Задача 8.** Визначити кількість соляною, оцтової і сірчаної (розведеної) кислот, які необхідні для розчинення 10 г цинку (валентність цинку дорівнює 2).

**Рішення.**  $n_{\text{E,Zn}} = n_{\text{E,кислоти}}$ ;

$$n_{\text{E,Zn}} = \frac{m}{E_{\text{Zn}}} = \frac{m \cdot B}{M_{\text{Zn}}} = \frac{10 \cdot 2}{65,4} = 0,31 \text{ моль}.$$

$$n_{\text{E,кислоти}} = 0,31 \text{ моль};$$

$$n_{\text{E,кислоти}} = \frac{m_{\text{кислоти}}}{E_{\text{кислоти}}} = \frac{m_{\text{кислоти}} \cdot n_{\text{H}}}{M_{\text{кислоти}}}; \quad m_{\text{кислоти}} = \frac{n_{\text{E,кислоти}} \cdot M_{\text{кислоти}}}{n_{\text{H}}};$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{0,31 \cdot 36,5}{1} = 11,3 \text{ г};$$

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0,31 \cdot 60}{1} = 18,6 \text{ г};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,31 \cdot 98}{2} = 15,2 \text{ г}.$$

**Задача 9.** Скласти рівняння реакції взаємодії гідроксида натрію з ортофосфорною кислотою, якщо відомо, що 8 г NaOH реагують з 9,8 г фосфорної кислоти без залишку.

**Рішення.** Кислотність лугу дорівнює 1, тому еквівалентна маса NaOH буде наступною:

$$E_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = 40 \text{ г/моль}.$$



Тому що основність фосфорної кислоти дорівнює 3, то кількість атомів водню, що беруть участь у реакції, може бути 1, 2 і 3. Для написання рівняння реакції необхідно визначити кількість атомів водню у фосфорній кислоті:  $n$ , що беруть участь у реакції.

$$n_E = \frac{m_{\text{NaOH}}}{E_{\text{NaOH}}} = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{E_{\text{H}_3\text{PO}_4}};$$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{E_{\text{NaOH}} \cdot m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{m_{\text{NaOH}}} = \frac{40 \cdot 9,8}{8} = 49 \text{ г/моль}.$$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{n_H}, \quad n_H = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{E_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{98}{49} = 2.$$

Рівняння хімічної реакції наступне:

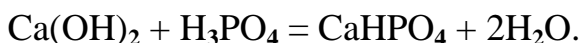
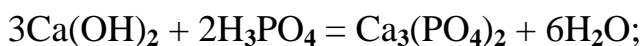
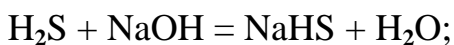
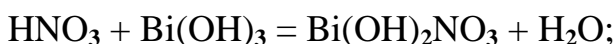


#### 4.2.2 Задачі для самостійного рішення

1 Розрахувати еквівалентну масу олова, якщо при нагріванні 0,92 г його в струмі кисню утвориться 1,17 г оксиду олова.

2 1 кг калію з'єднується з 0,9 г хлору, а також з 2,0 г бромом. Знайти еквівалентні маси калію і бромом, якщо еквівалентна маса хлору дорівнює 35,5 г/моль.

3 Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:



4 Визначити еквівалентну масу металу, якщо 0,035 г цього технічного металу, який має 20 % домішок (не взаємодіючих з кислотою), виділила з кислоти 11,9 мл водню, зібраного над водою при температурі 17°C і тиску  $1,03 \cdot 10^5$  Па (274,53 мм рт.ст.). Тиск водяної пари при 17°C дорівнює  $0,193 \cdot 10^5$  Па (14,53 мм рт.ст.).

## 4.3 БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

### 4.3.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Який склад ізотопу  $^{52}_{24}\text{Cr}$  ?

**Рішення.** Кількість протонів, що містяться в ядрі,  $Z = 24$ . Так як сума протонів і нейтронів, що містяться в ядрі, дорівнює 52, то кількість нейтронів дорівнює 28. Електронна оболонка складається з кількості електронів, число яких дорівнює числу протонів, тобто 28, тому що атом електронейтральний.

**Задача 2.** Знайти кількість орбіталей, з наступним енергетичним станом: 5f, 2s, 3d, 4p. Визначити максимальну кількість електронів, що характеризуються цими енергетичними станами.

**Приклад.** Знайти кількість орбіталей для енергетичного стану 5f.

**Рішення.** 5f – п'ятий енергетичний рівень –  $n = 5$ . підрівень f ( $l = 3$ ). При  $l = 3$  магнітне квантове число набуває значень: -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3. Таким чином, кількість орбіталей дорівнює 7. Кожна орбіталь може містити максимум 2 електрони. Максимальна кількість електронів, що характеризуються енергетичним станом 5f, дорівнює 14.

**Задача 3.** Описати орбіталь, стан якої характеризується наступним набором трьох квантових чисел:

а)  $n = 3, l = 0, m_l = 0$ ;

б)  $n = 2, l = 1, m_l = 0$ ;

в)  $n = 4, l = 2, m_l = 0$ .

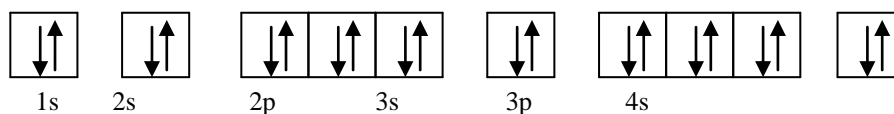
**Приклад.** Описати орбіталь, яка характеризується наступними квантовими числами:  $n = 3, l = 0, m_l = 0$ .

**Рішення.**  $l = 0$  – це s-орбіталь, яка має сферичну конфігурацію, орбіталь знаходиться на третьому енергетичному рівні (3s) і має єдиною можливою орієнтацію в просторі ( $m_l = 0$ ).

**Задача 4.** Скласти електронну й електронно-графічну формули: Ca, Fe, Ta, Rn у незбудженому стані.

**Приклад.** Скласти електронну та електронно-графічну формули Ca.

**Рішення.**  ${}_{20}\text{Ca} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



**Задача 5.** Скласти електронні формули іонів:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Sn}^{+4}$ ,  $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}^-$ .

**Приклад.** Скласти електронні формули  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ .

**Рішення.**  ${}_{11}\text{Na}^+ \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$

${}_{17}\text{Cl}^- \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

**Задача 6.** Дати повну характеристику хімічного елемента, виходячи з його місцезнаходження в періодичній системі хімічних елементів.

**Приклад.** Дати повну характеристику кремнію.

Порядковий номер 14.

Число протонів у ядрі 14.

Заряд ядра +14.

Відносна атомна маса 28.

Число нейтронів у найбільш розповсюдженішому ізотопі ( ${}^{28}_{14}\text{Si}$ ) 14.

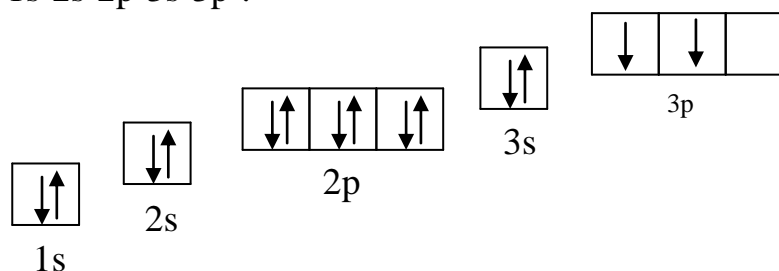
Число електронів в електронній оболонці 14.

Число електронних шарів 3.

Розподіл електронів в електронній оболонці:

а)  ${}_{14}\text{Si} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

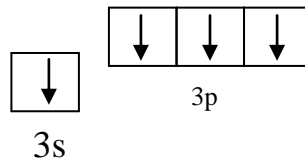
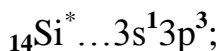
б)



Кількість валентних електронів – 2 (непарні електрони, що знаходяться на останньому енергетичному рівні).

Валентність атома: а) у незбудженому стані – 2;

б) у збудженому стані – 4.



Місце розташування кремнію в періодичній системі – кремній знаходиться в третьому періоді, у головній підгрупі четвертої групи.

Сімейство, до якого відноситься кремній – p-сімейство; Si - p-елемент.

Відповідно до значення електронегативності (1,8) кремній є одночасно і металом і неметалом, цей хімічний елемент займає проміжне положення між металами і неметалами і відноситься до перехідних елементів.

Порівняння електронегативності кремнію із сусідами за групою та за періодом призводить до висновків:

а) щодо сусідів за групою – кремній більш електронегативний, чим германій, але менш електронегативний, чим вуглець;

б) щодо сусідів за періодом – кремній більш електронегативний, чим алюміній, але менш електронегативний, чим фосфор.

#### ***4.3.2 Задачі для самостійного рішення***

1 Зі скількох підрівней складаються енергетичні рівні при наступних значеннях головного квантового числа: а)  $n=1$ ; б)  $n = 3$ ; в)  $n = 4$ ; г)  $n = 2$  ?  
Навести позначення типів підрівней за допомогою літер.

2 Визначити кількість орбіталей, що характеризуються наступними значеннями головного й орбітального квантових чисел: а)  $n = 1, l = 2$ ; б)  $n = 3, l = 1$ ; в)  $n = 5, l = 0$ . Навести значення цих орбіталей за допомогою літер.

3 Яка кількість електронів може знаходитися у наступних енергетичних станах: а) 2s, б) 4p, в) 3d, г) 5f ? Сформулювати правила, якими визначається кількість електронів даного енергетичного підрівня.

4 Яка максимальна ємність енергетичних рівнів при а)  $n = 1$ , б)  $n = 6$ , в)  $n = 4$ , г)  $n = 3$ , д)  $n = 5$  ?

5 Описати орбиталь й електронну хмару, стан якого характеризується квантовими числами: а)  $n = 3, l = 0, m_l = 0$ ; б)  $n = 3, l = 1, m_l = +1$ ; в)  $n = 3, l = 3, m_l = 0$ .

6 Якими правилами визначається порядок заповнення електронних оболонок атомів? Кількість електронів в атомі? Навести електронні конфігурації незбуджених атомів Br, Mn, Ge, Ti.

7 Скільки в атомі Mg: а) електронів; б) енергетичних рівнів і підрівней? Навести електронну конфігурацію незбудженого атома елемента.

8 Напишіть загальну формулу зовнішнього електронного шару інертних газів (крім He).

9 Які елементи відносяться до s-, p-, d-сімейства? Що загального у цих елементів?

10 Напишіть загальну формулу зовнішнього електронного рівня галогенів.

11 Складіть електронно-графічну формулу атома елемента азоту.

12 Складіть електронно-графічну формулу останнього рівня атома елемента: а) хлору, б) сірки, в) хрому, г) титана.

13 Напишіть загальну формулу зовнішнього електронного рівня галогенів і складіть загальну електронно-графічну формулу зовнішнього рівня елементів VI групи головної підгрупи.

14 Що загального мають електронні оболонки Pb, Ag і чим вони відрізняються?

15 Визначить можливі валентності елементів за порядковими номерами: а) 16, б) 7, в) 33, г) 14, д) 41.

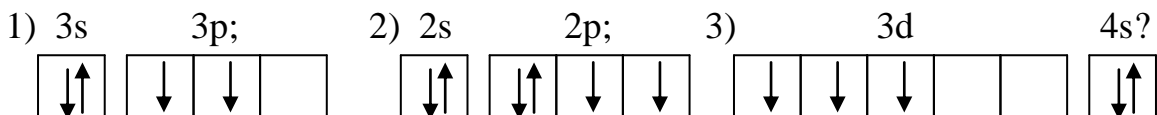
16 Поясніть, чому фтор може виявляти тільки постійну валентність, яка дорівнює 1, а хлор – перемінну.

17 Поясніть, чому гелій і неон є істинно інертними газами, а інші можуть вступати в хімічні взаємодії.

18 Структури останнього шару яких елементів зображені:

1)  $2s^2 2p^3$ ; 2)  $3s^2 3p^1$ ; 3)  $3d^5 4s^2$ ; 4)  $5s^2$  ?

37 Структури яких елементів зображені нижче?



19 Які елементи періодичної системи повинні мати постійну валентність?

20 Складіть електронні й електронно-графічні формули останніх рівнів елементів з порядковими номерами: 1) 12, 2) 20, 3) 39, 4) 48.

21 Поясніть, чому кисень виявляє постійну валентність, а сірка – перемінну?

22 Укажіть можливі валентності елемента: 1) 19, 2) 31, 3) 35.

23 Яка форма електронної хмари, що характеризується наступним набором квантових чисел: 1)  $n = 1, l = 0, m_l = 0$ ; 2)  $n = 3, l = 1, m_l = 0$  ?

## 4.4 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

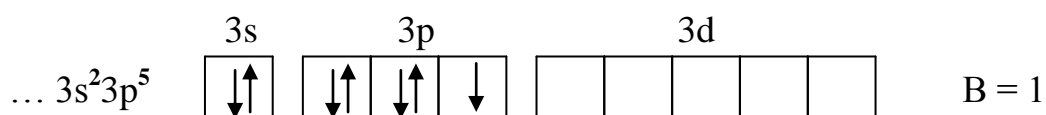
### 4.4.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Укажіть усі можливі валентності для наступних хімічних елементів: Br, S, Cl, Se, I, P, C, N, Si. Поясніть, чому хімічні елементи, що знаходяться в непарних групах періодичної системи, виявляють переважно непарні валентності, а в парних групах – парні валентності.

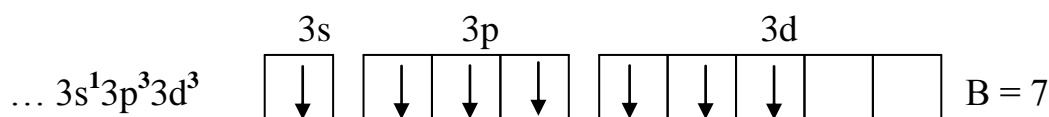
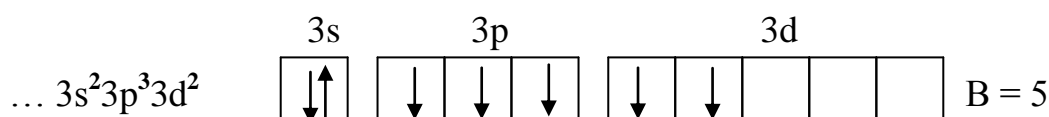
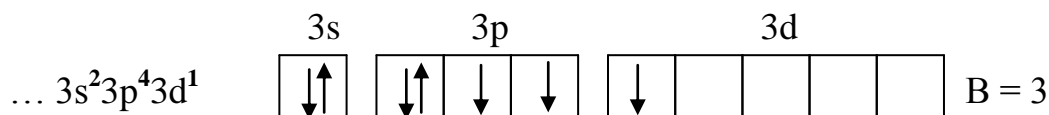
**Приклад.** Укажіть усі можливі валентності для Cl.

**Рішення.** Структура зовнішнього електронного шару цих елементів наступна:

Cl нормальний стан:



Збуджені стани:

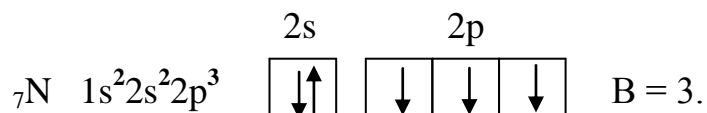


Для хлору, як і для будь-якого іншого хімічного елемента, що знаходиться в непарній групі, число електронів непарне, а послідовне їхнє збудження дає завжди непарне число непарних електронів, Таким чином, їхні валентності будуть непарними.

**Задача 2.** Пояснити, чому молекула  $\text{PCl}_5$  існує, тоді як молекула  $\text{NCl}_5$  не існує; а також пояснити причину наступного: молекула  $\text{SF}_6$  існує, а молекула  $\text{OF}_6$  не існує; молекула  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  існує, а молекула  $\text{F}_2\text{O}_5$  не існує.

**Приклад.** Пояснити, чому молекула  $\text{PCl}_5$  існує, а молекула  $\text{NCl}_5$  не існує.

**Рішення.** Молекула  $\text{NCl}_5$  не може існувати, тому що азот має тільки 3 непарних електронів, які дають 3 хімічні зв'язки. Розпарювання двох електронів у межах другого останнього енергетичного рівня неможливо. Електронна формула атома азоту:



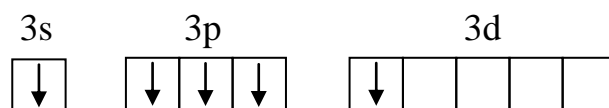
Можливе існування молекули  $\text{NCl}_3$ .

На останньому електронному рівні в азоті може знаходитися два електронних підрівня. Таким чином, немає можливості збудження атома азоту в межах існуючих енергетичних рівнів.

Для фосфору картина інша, його останній електронний рівень ( $n=3$ ) має три електронних підрівня. У незбудженому стані фосфор виявляє валентність 3, а в збудженому – 5. Таким чином, фосфор може утворити сполуку  $\text{PCl}_5$ . Електронна формула атома фосфору:

незбуджений стан P  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$  В = 3;

збуджений стан P  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$ ;



В = 5.

**Задача 3.** Зобразити схеми утворення хімічних зв'язків у молекулах:

а)  $\text{Li}_2$ , б)  $\text{Na}_2$ , в)  $\text{Cl}_2$ , г)  $\text{Br}_2$

за методом валентних зв'язків (МВЗ) і за методом молекулярних орбіталей (ММО).

**Приклад.** Зобразити схему утворення хімічного зв'язку в  $\text{Li}_2$  за МВЗ і ММО.

**Рішення.** Відповідно до методу валентних зв'язків схема молекули  $\text{Li}_2$  наступна:

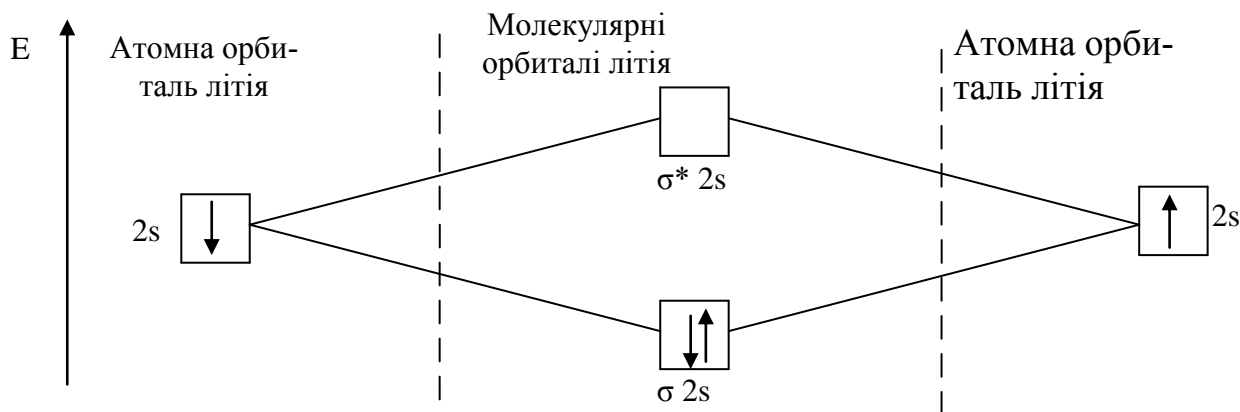


Відповідно до методу молекулярних орбіталей схема утворення молекули  $\text{Li}_2$ :  $2\text{Li} [2s^1] \longrightarrow \text{Li}_2 [(\sigma 2s)^2] + Q$  представлена на малюнку 1.

**Задача № 4.** Розглянете перекривання: s-s,  $p_x$ - $p_x$ ,  $p_y$ - $p_y$ , p-d і d-d-орбіталей. У яких випадках утворюються  $\sigma$  і  $\pi$ -зв'язки?

**Задача № 5.** Укажіть типи хімічних зв'язків у молекулах наступних сполук:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{LiBr}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .



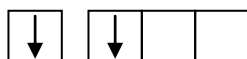


Малюнок 1 - Енергетична схема утворення молекули  $\text{Li}_2$  за ММО

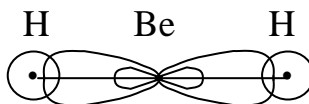
**Задача 6.** Укажіть з наступних молекул  $\text{Be}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{BBr}_3$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$  молекули з гібридизацією. Якого типу ця гібридизація?

**Приклад.** Який тип гібридизації в молекулі  $\text{BeH}_2$ ?

**Рішення.** У незбудженому стані електронна конфігурація зовнішнього електронного рівня наступна:  $\text{Be } 2s^2 2p^0$   $B = 0$ .

У збудженому стані  $\text{Be}^* 2s^1 2p^1$    $B = 2$ .

Утворення двох ідентичних зв'язків з 2 атомами водню вимагає гібридизації типу  $sp^1 \longrightarrow q^2$

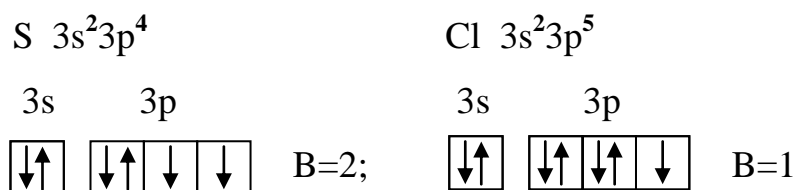


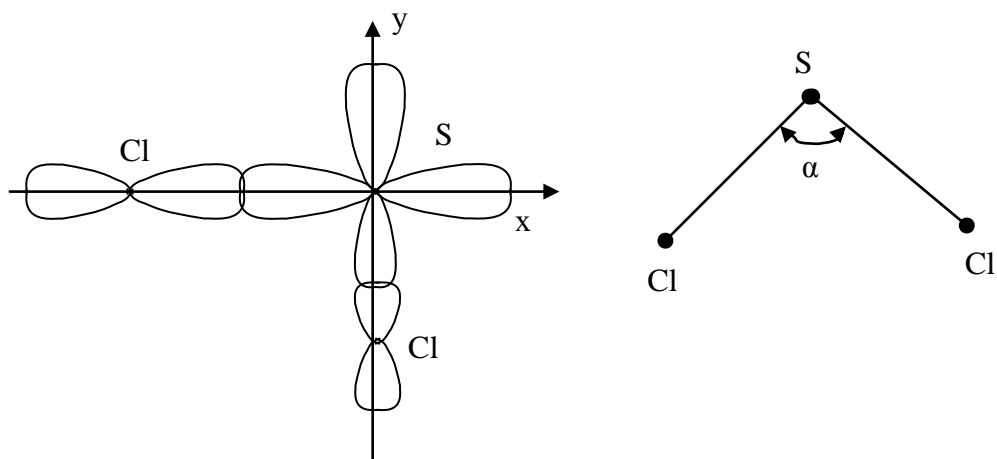
**Задача 7.** Яка форма наступних молекул:

$\text{SCl}_2$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  ?

**Приклад.** Яка форма молекули  $\text{SCl}_2$ ?

**Рішення.** Електронні конфігурації останніх електронних шарів S і Cl наступні:





Малюнок 2 – Перекривання електронних орбіталей у молекулі  $\text{SCl}_2$

Обидва неспарених р-електрона сірки беруть участь в утворенні зв'язків із двома атомами хлору, що мають по одному неспареному р-електрону й утворюють кутову молекулу  $\text{SCl}_2$  з кутом  $\alpha$  трохи завбільшки  $90^\circ$  (малюнок 2)

#### 4.4.2 Задачі для самостійного рішення

1 Визначить тип хімічного зв'язку в сполуках:  $\text{CaO}$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{NaF}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2 Укажіть, у якій із сполук кожної пари більш виражена полярність зв'язку: а)  $\text{NaCl}$  і  $\text{SCl}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{NaF}$  і  $\text{NaCl}$ ; г)  $\text{PCl}_3$  і  $\text{AlCl}_3$ ; д)  $\text{Li}_2\text{O}$  і  $\text{BeO}$ .

3 Поясніть утворення молекули  $\text{HF}$  з використанням електронно-графічних схем зовнішніх електронних рівнів вихідних атомів. Покажіть просторове перекривання валентних хмар взаємодіючих атомів. Проробіть те ж для молекул: а)  $\text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{PH}_3$ .

4 Який тип гібридизації атома вуглецю в молекулі метану  $\text{CH}_4$ ? Укажіть величину валентного кута  $\text{HCH}$  у молекулі.

5 Чому: а) молекула  $\text{AlCl}_3$  плоска, а молекула  $\text{NH}_3$  тетраедрична; б) молекула  $\text{BeCl}_2$  лінійна, а молекула  $\text{H}_2\text{O}$  кутова?

6 Визначить формули сполук, що утворюються при взаємодії: а) фосфору і хлору; б) сірки і кисню; в) фосфору і кисню; г) сірки і фтору.

7 Визначить формули сполук, що утворюються при взаємодії: а) кальцію і сірки; б) натрію і фосфору; в) літію й азоту; г) магнію і фтору.

8 Відоме існування молекули  $\text{BF}_3$ . Покажіть, що електронна конфігурація атома бора в його незбудженому стані не дозволяє передбачати існування цієї сполуки.

9 Запропонуйте стан гібридизації атома бора, що пояснює утворення молекули  $\text{BF}_3$ . Яка її геометрична форма?

10 Чи існує молекула  $\text{B}_2$ ? Якщо так, то яка кратність зв'язку бор–бор? У збудженому стані бор виявляє валентність 3. Який тип гібридизації виявляє бор при утворенні молекули  $\text{BCl}_3$ ? Укажіть тип зв'язку B–Cl. Яка форма молекули  $\text{BCl}_3$ ?

## 4.5 ТЕРМОХІМІЧНІ І ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

### 4.5.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Розрахунки за ентальпією реакції.

**Приклад 1.** Розрахувати енергетичний ефект хімічної реакції в стандартних умовах:  $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{SO}_{3(\text{г})} \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})}$ . Відомі ентальпії утворення сполук, що беруть участь у реакції:

$$\Delta H^0_{298, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = -3434 \text{ кДж / моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{Al}_2\text{O}_3} = -1675 \text{ кДж / моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{SO}_3} = -395,2 \text{ кДж / моль}.$$

**Рішення.** Ентальпія цієї реакції розраховується за формулою

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - (\Delta H^0_{298, \text{Al}_2\text{O}_3} + 3\Delta H^0_{298, \text{SO}_3}).$$

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = -3434 + 1675 + 3 \cdot 395,2 = -573,4 \text{ кДж}.$$

Ентальпія системи в ході реакції зменшується, у цьому випадку енергія виділяється, реакція екзотермічна.

**Приклад 2.** Розрахувати ентальпію реакції  $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})}$  у стандартних умовах, знаючи ентальпії згоряння речовин, що беруть участь у реакції:

$$\Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_4} = -1411,3 \text{ кДж / моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{зг. H}_2} = -285,5 \text{ кДж / моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_6} = -1560,2 \text{ кДж / моль}.$$

Ентальпію реакції можна розрахувати за формулою

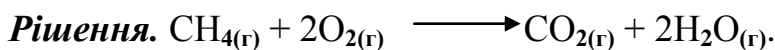
$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{зг. вихід. речовини}} - \Delta H^0_{298, \text{зг. продуктів}}$$

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_4} + \Delta H^0_{298, \text{зг. H}_2} - \Delta H^0_{298, \text{зг. C}_2\text{H}_6}$$

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = -1411,3 - 285,5 + 1560,2 = -136,6 \text{ кДж}.$$

Дана реакція екзотермічна.

**Приклад 3.** Визначити ентальпію утворення метану, знаючи, що ентальпія реакції горіння метану  $\Delta H^0_{298, \text{р}} = -804,75 \text{ кДж}$ , а стандартні значення ентальпій утворення  $\text{CO}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$  дорівнюють відповідно  $-396 \text{ кДж/моль}$  і  $-241,8 \text{ кДж/моль}$ .



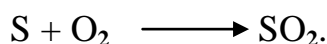
$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{CO}_2} + 2\Delta H^0_{298, \text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{298, \text{CH}_4}.$$

Звідки

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{298, \text{CH}_4} &= \Delta H^0_{298, \text{CO}_2} + 2\Delta H^0_{298, \text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{298, \text{р}} = \\ &= 396 - 2 \cdot 241,8 + 804,75 = -74,85 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

**Приклад 4.** Яка кількість тепла виділяється в ході горіння 10 г сірки, якщо стандартне значення ентальпії утворення  $\text{SO}_2$  дорівнює  $-296,9 \text{ кДж/моль}$ .

**Рішення.** Рівняння хімічної реакції горіння сірки:



Ентальпія цієї реакції визначається за формулою

$$\Delta H^0_{298, \text{р}} = \Delta H^0_{298, \text{SO}_2}; \quad \Delta H^0_{298, \text{р}} = -296,9 \text{ кДж}$$

Реакція екзотермічна.

Визначаємо кількість тепла, що виділиться при горінні 10 г сірки.

Відповідно до рівняння реакції 1 моль дає 296,9 кДж тепла. Складаємо пропорцію:

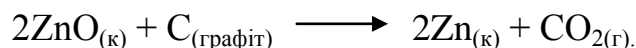
$$32 \text{ г S} - 296,9 \text{ кДж},$$

$$10 \text{ г S} - x \text{ кДж},$$

$$x = \frac{10 \text{ г} \cdot 296,9 \text{ кДж}}{32 \text{ г}} = 93 \text{ кДж}.$$

**Задача 2.** Розрахунок ентропії реакції.

**Приклад.** Розрахувати зміну ентропії системи в ході наступної реакції:



Стандартні значення ентропій речовин, які беруть участь у реакції наступні:

$$S^0_{298, \text{ZnO}} = 43,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S^0_{298, \text{C}} = 5,74 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^0_{298, \text{Zn}} = 41,59 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \quad S^0_{298, \text{CO}_2} = 213,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

**Рішення.** Розрахуємо ентропію реакції за формулою

$$\Delta S^0_{298\text{p}} = \Sigma S^0_{298\text{продуктів}} - \Sigma S^0_{298\text{вихідних}};$$

$$\Delta S^0_{298\text{p}} = S^0_{298, \text{CO}_2} + 2S^0_{298, \text{Zn}} - (2 \cdot S^0_{298, \text{ZnO}} + S^0_{298, \text{C}});$$

$$\Delta S^0_{298\text{p}} = 213,6 + 2 \cdot 41,59 - 2 \cdot 43,5 - 5,74 = 204,04 \text{ Дж/К}.$$

**Задача 3.** Розрахунок ізобарно-ізотермічного потенціалу (енергії Гіббса) реакції.

**Приклад 1.** Розрахувати зміну ізобарно-ізотермічного потенціалу системи в стандартних умовах у ході наступної реакції:



$\Delta H^0_{298, \text{p}} = 175 \text{ кДж}$ , а зміна ентропії  $\Delta S^0_{298, \text{p}} = 188,5 \text{ Дж/К}$  ( $0,1885 \text{ кДж/К}$ ). Чи можлива дана реакція в стандартних умовах? Який її характер?

**Рішення.** Підставимо значення  $\Delta H_{298}^0$  і  $\Delta S_{298}^0$  у рівняння Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \text{ якщо } T = 298 \text{ К,}$$

тоді

$$\Delta G_{298, \text{р-ции}}^0 = 175 - 298 \cdot 188,510 \cdot 10^{-3} = 118,8 \text{ кДж; } \Delta G_{298, \text{р}}^0 > 0.$$

У стандартних умовах ця реакція термодинамічно неможлива.

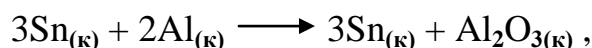
Щоб відповісти на запитання, який характер цієї реакції і чи можлива вона в будь-яких умовах, які відрізняються від стандартних, необхідно вивчити знаки  $\Delta H$  і  $\Delta S$  цієї реакції (табл.1).

Таким чином, досліджувана реакція, знаки  $\Delta H$  і  $\Delta S$  якої позитивні, оборотна. Високі температури сприяють протіканню цієї реакції в прямому напрямку. Реакція, будучи неможливою в стандартних умовах, стає можливою при високих температурах.

Таблиця 1 – Характер реакції в залежності від значень  $\Delta H$  і  $\Delta S$  реакції

Знак $\Delta H_p$	Знак $\Delta S_p$	Знак $\Delta G_p$	Характер реакції
-	+	-	Реакція необоротна і протікає до кінця в прямому напрямку
+	-	+	Реакція необоротна і протікає до кінця в зворотному напрямку
-	-	?	Реакція оборотна. Низькотемпературний режим сприяє протіканню реакції в прямому напрямку, а високотемпературний – у зворотному напрямку
+	+	?	Реакція оборотна. Низькотемпературний режим сприяє протіканню реакції в зворотному напрямку, а високотемпературний – у прямому напрямку

**Приклад 2.** Визначити енергію Гіббса реакції



знаючи значення стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів речовин, що беруть участь у реакції :

$$\Delta G_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 = -1580 \text{ кДж / моль;}$$

$$\Delta G_{298, \text{SnO}}^0 = -256,7 \text{ кДж / моль.}$$

**Рішення.** Формула для розрахунку енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічного потенціалу) хімічної реакції за значеннями ізобарно-ізотермічних потенціалів, що беруть участь у реакції речовин,:

$$\Delta G^0_{298,p} = \Sigma \Delta G^0_{298,\text{продуктів}} - \Sigma \Delta G^0_{298,\text{вихідних}}.$$

Для досліджуваної реакції

$$\Delta G^0_{298,p} = \Delta G^0_{298,\text{Al}_2\text{O}_3} - 3\Delta G^0_{298,\text{SnO}}$$

Значення ізобарно-ізотермічних потенціалів простих речовин у стандартних умовах прийняті рівними 0.

$$\Delta G^0_{298,p} = -1580 - 3(-256,7) = -809,9 \text{ кДж}; \Delta G^0_{298,\text{реакції}} < 0$$

У стандартних умовах реакція термодинамічно можлива.

**Приклад 3.** Визначити приблизно, при якій температурі реакція

$\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \longrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$  стає термодинамічно можливою, тобто виконується умова  $G^0_{298,p} \leq 0$ .

**Зауваження.** Передбачається, що зміна величин  $\Delta S^0_p$  і  $\Delta H^0_p$  незначна відносно зміни температури, тому береться:

$$\Delta S^0_{T,p} = \Delta S^0_{298,p}; \Delta H^0_{T,p} = \Delta H^0_{298,p}$$

У дійсності ці величини нерівні, тому для більш точних розрахунків знаходять значення  $\Delta S^0_{T,p}$  і  $\Delta H^0_{T,p}$  за відповідними законами.

Відомі наступні величини:

$$\Delta H^0_{298,\text{CO}} = -110,5 \text{ кДж/моль}; \Delta H^0_{298,\text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}} = -241,8 \text{ кДж/моль};$$

$$S^0_{298,\text{C}} = 5,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; S^0_{298,\text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}} = -188,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S^0_{298,\text{CO}} = 197,4 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; S^0_{298,\text{H}_2} = 130,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

**Рішення.** Розрахуємо ентропію реакції в стандартних умовах:

$$\begin{aligned} \Delta S^0_{298,p} &= S^0_{298,\text{CO}} + S^0_{298,\text{H}_2} - (S^0_{298,\text{H}_2\text{O}} + S^0_{298,\text{C}}) = \\ &= (197,4 + 130,6) - (188,7 + 5,7) = 133,6 \text{ Дж/К} = 0,134 \text{ кДж/К}. \end{aligned}$$

Розрахуємо ентальпію реакції в стандартних умовах:

$$\Delta H^0_{298,p} = \Delta H^0_{298,\text{CO}} - \Delta H^0_{298,\text{H}_2\text{O}} = -110,5 - (-241,8) = 131,3 \text{ кДж}.$$

Енергія Гіббса реакції в стандартних умовах:

$$\Delta G^0_{298p} = \Delta H^0_{298p} - T \Delta S^0_{298p} = 131,3 - 298 \cdot 0,134 = 91,4 \text{ кДж.}$$

У стандартних умовах досліджувана реакція термодинамічно неможлива, однак вона оборотна і високі температури сприяють протіканню реакції в прямому напрямку. Визначаємо приблизно температуру, при якій реакція стає термодинамічно можливою, при цьому беремо, що термодинамічні функції стану не змінюються при зміні температури:

$$\Delta H^0_{T,p} = \Delta H^0_{298,p} = 131,3 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^0_{T,p} = \Delta S^0_{298,p} = 0,134 \text{ кДж/моль К};$$

$$\Delta G^0_{T,p} = \Delta H^0_{T,p} - T \Delta S^0_{T,p};$$

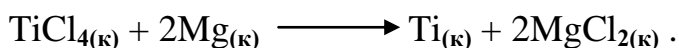
$$\Delta G^0_{T,p} = 0;$$

$$\Delta H^0_{T,p} - T \Delta S^0_{T,p} = 0;$$

$$T = \frac{\Delta H^0_{T,p}}{\Delta S^0_{T,p}}; \quad T = \frac{131,3}{0,134}; \quad T = 980 \text{ К.}$$

**Задача 4.** Розрахунки за хімічною спорідненістю.

**Приклад 1.** Чи можна використовувати магній для одержання титана за наступною реакцією



Відомі ізобарно-ізотермічні потенціали сполуки:

$$\Delta G^0_{298, \text{TiCl}_{4(\text{к})}} = -175,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{MgCl}_{2(\text{к})}} = -141,4 \text{ кДж/моль}.$$

**Рішення.** Можна підтвердити можливість реакції розрахунком її енергії Гіббса, однак більш зручно використовувати поняття хімічної спорідненості.

Енергія Гіббса бінарної сполуки, віднесена до одиниці хімічного зв'язку, характеризує хімічну спорідненість друг до друга двох хімічних елементів, що утворюють хімічний зв'язок.



Чим більш негативна величина енергії Гіббса, віднесена до одиниці хімічного зв'язку одного елемента з деякими іншими елементами, тим вище його хімічна спорідненість до цих елементів:

$$\Delta G^0_{298, \text{Mg-Cl}} = \frac{-141,4}{2} = -70,7 \text{ кДж/моль};$$
$$\Delta G^0_{298, \text{Ti-Cl}} = \frac{-175,8}{4} = -43,95 \text{ кДж/моль}.$$

Можна зробити висновок, що хімічна спорідненість хлору до магнію більш висока, чим до титана. Таким чином, реакція  $\text{TiCl}_4$  з магнієм термодинамічно можлива в стандартних умовах.

**Приклад 2.** Який оксид серед перерахованих термічно більш стабільний?

Відомо наступне:

$$\Delta G^0_{298, \text{ZnO}} = -319,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{CdO}} = -226,1 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298, \text{HgO}} = -58,5 \text{ кДж/моль}.$$

**Рішення.** Термічна стабільність визначається відношенням до реакції розкладання:



Оксид є термічно більш стійким, якщо він менш схильний до реакції розкладання.

Величини енергії Гіббса оксидів характеризують саме дану реакцію (зворотна реакція є реакцією утворення оксиду з простих речовин).

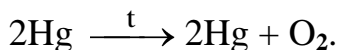
Таким чином, чим більш негативні величини  $\Delta G$  оксидів, тим вони термічно більш стійки. Інакше, використовуємо поняття хімічної спорідненості: чим більш негативне значення енергій Гіббса оксиду, віднесеної до одиниці зв'язку метал-кисень, тим більше хімічна спорідненість металу до кисню, а значить оксид термічно більш стійкий.

У вивчених оксидах кількість зв'язків Me=O однаково, значить порівнюємо величини енергій Гіббса самих оксидів.

Порівняння дає наступний результат:

- термічно більш стійкий оксид цинку;
- термічно менш стійкий оксид ртуті.

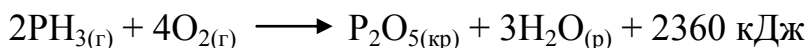
Відомо, що при нагріванні оксид ртуті розкладається:



#### 4.5.2 Задачі для самостійного рішення

1 При реакції 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Розрахувати теплоту утворення сульфіду заліза FeS.

2 Визначити стандартну теплоту утворення  $\text{PH}_3$ , виходячи з рівняння:

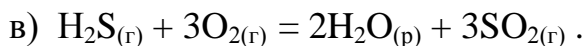
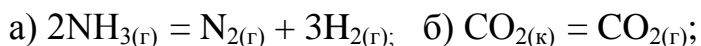


$$\Delta H^0_{298, \text{P}_2\text{O}_5} = -1492 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{298, \text{H}_2\text{O}(\text{р})} = -285,8 \text{ кДж/моль}.$$

3 При відновленні 12,7 г Cu вугіллям (з утворенням CO) поглинається 8,24 кДж тепла. Знайти  $\Delta H^0_{298, \text{Cu}}$ , якщо  $\Delta H^0_{298, \text{CO}} = -10,5 \text{ кДж/моль}$ .

4 Не здійснюючи обчислень, знайти знак  $\Delta S$  наступних процесів:



5 Обчислити  $\Delta G^0_{298}$  реакції  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \longrightarrow \text{Fe}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ , знаючи, що  $\Delta G^0_{298, \text{Fe}_2\text{O}_3} = -110,3 \text{ кДж/моль}$ ;

$$\Delta G^0_{298, \text{CO}} = -137,1 \text{ кДж/моль};$$

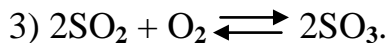
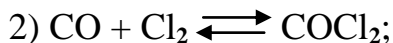
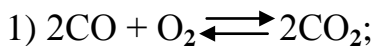
$$\Delta G^0_{298, \text{CO}_2} = -394,4 \text{ кДж/моль}.$$

6 Чи можна відновити воднем метали з наступних оксидів: CaO, ZnO,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  при 298 К ?

## 4.6 ХІМІЧНА КІНЕТИКА І ХІМІЧНА РІВНОВАГА

### 4.6.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Написати математичну форму швидкості прямої і зворотної реакцій:



**Приклад.** Для реакції  $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$  відповідно до закону дії мас вираження швидкості реакції наступне:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [\text{CO}]^2 [\text{O}_2],$$

де  $k_{\text{пр}}$  – константа швидкості прямої реакції;

$[\text{CO}]$  і  $[\text{O}_2]$  – відповідно концентрації  $\text{CO}$  і  $\text{O}_2$ ;

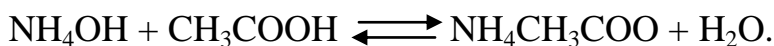
$$v_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} [\text{CO}_2]^2,$$

де  $v_{\text{зв}}$  – константа швидкості зворотної реакції;

$[\text{CO}_2]$  – концентрація  $\text{CO}_2$ .

**Задача 2.** Визначити початкову швидкість реакції з константою швидкості прямої реакції  $k$  у розчині, отриманому змішанням 2 л 0,6 М розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і 3 л 1 М розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

**Рішення.** Рівняння хімічної реакції, що відбуває в суміші двох розчинів, наступне:



Відповідно до закону дії мас вираження швидкості хімічної реакції

$$v_{\text{пр}} = k [\text{NH}_4\text{OH}] [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Для визначення швидкості реакції необхідно знати величину концентрацій речовин  $\text{NH}_4\text{OH}$  і  $\text{CH}_3\text{COOH}$  у момент їхнього змішання. Для цього визначимо об'єм суміші двох розчинів:

$$V_{\text{загал}} = V_1 + V_2 = 2 + 3 = 5 \text{ л}.$$

Знаючи, що у вихідному розчині оцтової кислоти міститься  $0,6 \cdot 2 = 1,2$  моль  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , знаходимо її концентрацію в суміші:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{1,2 \text{ моль}}{5 \text{ л}} = 0,24 \text{ моль / л.}$$

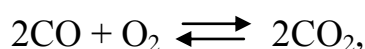
У вихідному розчині гідроксида амонію міститься  $1 \cdot 3 = 3$  моль  $\text{NH}_4\text{OH}$ , таким чином концентрація його в суміші за розрахунком становить

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{3 \text{ моль}}{5 \text{ л}} = 0,6 \text{ моль / л.}$$

Визначаємо початкову швидкість реакції

$$v_{\text{пр}} = k [\text{NH}_4\text{OH}] [\text{CH}_3\text{COOH}] = k \cdot 0,6 \cdot 0,24 = 0,144 k.$$

**Задача № 3.** Як зміниться швидкість прямої реакції:



якщо тиск збільшити в 3 рази?

**Рішення.** Припустимо, що в початковий момент до підвищення тиску концентрації реагуючих речовин наступні:

$$[\text{CO}] = a; [\text{O}_2] = b.$$

Швидкість реакції відповідно до закону дії мас до підвищення тиску дорівнює:

$$v = k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2] = k a^2 b.$$

Відповідно до рівняння Менделєєва-Клапейрона  $pV = nRT$ . Підвищення тиску в 3 рази призводить до підвищення концентрації кожного компонента в 3 рази.

Таким чином, після підвищення тиску концентрації реагуючих речовин стануть рівними:

$$[\text{CO}] = 3 a; [\text{O}_2] = 3 b.$$

Швидкість реакції після підвищення тиску:

$$v^1 = k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2] = k (3a)^2 3b = k 27 a^2 b.$$

Підвищення швидкості реакції буде наступним:

$$\frac{v_1}{v} = \frac{k 27 a^2 b}{k a^2 b} = 27.$$

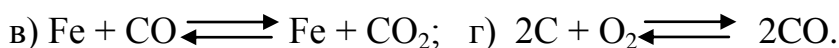
При підвищенні тиску в 3 рази швидкість прямої реакції збільшується в 27 разів.

**Задача 4.** У скільки разів збільшиться швидкість реакції при збільшенні температури з 50 до 90°C? Температурний коефіцієнт реакції  $\gamma$  дорівнює 2,5.

**Рішення.** Відповідно до правила Вант-Гоффа

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2,5^{\frac{90 - 50}{10}} = 2,5^4 = 39,06.$$

**Задача 5.** Написати математичні вираження констант рівноваги наступних реакцій:



Приклади рішення. а) Для гомогенної реакції  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

б) Для гетерогенної реакції  $\text{Fe} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$

$$K = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]},$$

тому що концентрації твердих речовин не входять у вираження константи рівноваги.

**Задача 6.** У стані рівноваги системи  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  при певній температурі концентрації речовин, що беруть участь у реакції, наступні:  $[\text{N}_2] = 0,05$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 0,5$  моль/л;  $[\text{NH}_3] = 0,04$  моль/л. Розрахувати константу рівноваги цієї реакції.

**Рішення.**

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}.$$

Підставимо у вираження константи рівноваги значення рівноважних концентрацій:

$$K = \frac{0,04^2}{0,03 \cdot 0,5^3} = \frac{0,0016}{0,03 \cdot 0,125} = 0,427.$$

**Задача 7.** Для реакції  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  розрахувати константу рівноваги в стандартних умовах.

**Рішення.** Між енергією Гіббса і константою рівноваги існує наступний взаємозв'язок:

$$\Delta G_p^0 = -R T \ln K = -2,303 R T \lg K.$$

Розраховуємо спочатку значення  $\Delta G_p^0$ :

$$\Delta G_{298, \text{HI}}^0 = 1,3 \text{ кДж/моль};$$

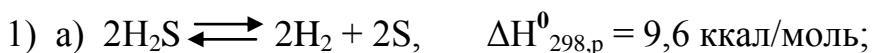
$$\Delta G_{298, \text{p}}^0 = 2\Delta G_{298, \text{HI}}^0 = 2 \cdot 1,3 = 2,6 \text{ кДж}.$$

Знаходимо значення константи рівноваги реакції в стандартних умовах ( $T=298 \text{ К}$ ,  $R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$ ):

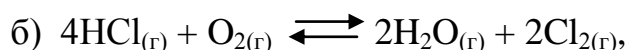
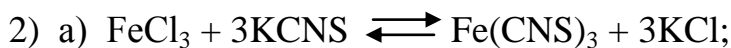
$$\Delta G_{298, \text{p}}^0 = -2,303 R T \lg K;$$

$$\lg K = - \frac{\Delta G_{298, \text{p}}^0}{2,303 R T} = - \frac{2,6 \cdot 1000}{2,303 \cdot 8,31 \cdot 198} = - 0,456; K = 0,35.$$

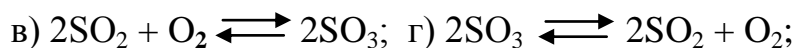
**Задача 8.** У якому напрямку зміститься рівновага наступних хімічних реакцій:



якщо збільшити температуру?



якщо збільшити концентрацію  $\text{FeCl}_3$  для реакції а) і зменшити концентрацію  $\text{H}_2\text{O}$  для реакції б) ?



якщо збільшити тиск?

**Рішення.** Скористаємося принципом Ле Шательє.

1) Збільшення температури зміщає хімічну рівновагу в напрямку ендотермічної реакції, а зменшення температури – у напрямку екзотермічної реакції.

Для реакції  $2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + 2\text{S}$ , що є ендотермічної ( $\Delta H_p^0 > 0$ ), збільшення температури зміщає рівновагу у бік прямої реакції ( $\rightarrow$ ).

2) Збільшення концентрації однієї з речовин, які беруть участь у реакції, зміщає хімічну рівновагу у бік реакції, що зменшує концентрацію цієї речовини.

Зменшення концентрації однієї з речовин, які беруть участь у реакції, зміщає хімічну рівновагу у бік реакції, що збільшує концентрацію цієї речовини.

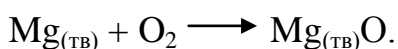
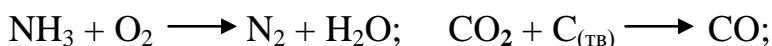
Для реакції  $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCN} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$  збільшення концентрації  $\text{FeCl}_3$ , що є вихідною речовиною, зміщає рівновагу у бік реакції, що зменшує її концентрацію, тобто в прямому напрямку ( $\rightarrow$ ).

3) Збільшення тиску зміщає хімічну рівновагу в напрямку реакції, що викликає зменшення об'єму системи, тобто у бік реакції зі зменшенням числа газоподібних молекул.

Для реакції  $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$  збільшення тиску зміщує рівновагу у бік зворотної реакції ( $\leftarrow$ ), тому що кількість молекул вихідних речовин (2 молекули  $\text{SO}_3$ ) менше, ніж кількість молекул продуктів реакції (2 молекули  $\text{SO}_2$  + 1 молекула  $\text{O}_2$ , разом 3 молекули).

#### 4.6.2 Задачі для самостійного рішення

1 Написати вирази швидкості хімічних реакцій:

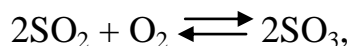


2 У скільки разів зросте швидкість хімічної реакції  $\text{C}_{(\text{тв})} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_4$ , якщо збільшити концентрацію водню в 2 рази ?

3 Температурний коефіцієнт швидкості деякої реакції дорівнює 1,5. У скільки разів збільшиться швидкість даної реакції при підвищенні температури на 30°C?

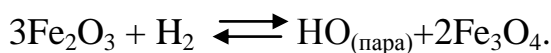
4 На скількох градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася у 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3?

5 Визначити, як зміниться швидкість прямої реакції



якщо загальний тиск у системі збільшити в 4 рази.

6 Написати вираження константи рівноваги для реакцій:



## 4.7 КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. РОЗЧИННІСТЬ

### 4.7.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Розрахунки за відсотковою концентрацією розчинів.

Формула, що виражає відсоткову концентрацію розчину:

$$C \% = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100 \%,$$

де  $m_{\text{речовини}}$  – маса розчиненої речовини;

$m_{\text{розчину}}$  – маса розчину,

$$m_{\text{розчину}} = m_{\text{речовини}} + m_{\text{розчинника}}.$$

**Приклад 1.** Розрахувати відсоткову концентрацію розчину, отриманого розчиненням 80 г цукру в 160 г води.

**Рішення.**  $m_{\text{розчину}} = m_{\text{цукру}} + m_{\text{води}} = 80 + 160 = 240 \text{ г.}$

$$C\% = \frac{80}{240} \cdot 100 = 33,3\%.$$



**Приклад 2.** Розрахувати масу повареної солі і води, що необхідно взяти для приготування 250 г 2,5 %-го розчину.

**Рішення.**  $m_{\text{речовини}} = \frac{m_{\text{розчину}} \cdot C\%}{100\%};$

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{250 \cdot 2,5}{100} = 6,25 \text{ г.}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{розчину}} - m_{\text{NaCl}} = 250 - 6,25 = 243,75 \text{ г.}$$

**Приклад 3.** Розрахувати концентрацію розчину, отриманого змішанням 300 г 10 %-го розчину хлороводню і 400 г 20 %-го розчину хлороводню.

**Рішення.** Визначаємо масу розчиненої HCl у кожному розчині:

$$m_{1\text{HCl}} = \frac{m_{1\text{розчину}} \cdot C\%}{100\%} = \frac{300 \cdot 10}{100} = 30 \text{ г;}$$

$$m_{2\text{HCl}} = \frac{m_{2\text{розчину}} \cdot C\%}{100\%} = \frac{400 \cdot 20}{100} = 80 \text{ г.}$$

Після змішування

$$m_{\text{HCl}} = m_{1\text{HCl}} + m_{2\text{HCl}} = 30 + 80 = 110 \text{ г;}$$

$$m_{\text{розчину}} = m_{1\text{розчину}} + m_{2\text{розчину}} = 300 + 400 = 700 \text{ г.}$$

Визначаємо концентрацію отриманого розчину:

$$C\% = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 100\%}{m_{\text{розчину}}} = \frac{110 \cdot 100}{700} = 15,7\%.$$

**Приклад 4.** Яка концентрація сірчаної кислоти в розчині, отриманому змішуванням 200 г 10 %-го розчину сірчаної кислоти і 100 г 5 %-го розчину сульфату натрію ?

**Рішення.** Маса отриманого розчину визначається як сума мас змішаних розчинів:

$$m_{\text{розчину}} = m_{1\text{розчину}} + m_{2\text{розчину}} = 200 + 100 = 300 \text{ г;}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{1\text{розчину}} \cdot C\%}{100\%} = \frac{200 \cdot 10}{100} = 20 \text{ г.}$$

Далі визначимо концентрацію сірчаної кислоти в отриманому розчині:

$$C \% = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{розчину}}} 100 \% = \frac{20}{300} 100 = 6,67 \ \%.$$

**Задача 2.** Розрахунки за молярною концентрацією (молярністю) розчину. Формула для розрахунку молярності розчину

$$C = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{M_{\text{речовини}} \cdot V}, \text{ моль / л,}$$

де  $C$  – молярність розчину, моль/л;

$m_{\text{речовини}}$  – маса розчиненої речовини, г;

$M_{\text{речовини}}$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$V$  – об'єм, мл; якщо об'єм виражається у літрах, тоді у формулі зникає коефіцієнт 1000.

**Приклад 1.** Яка маса сірчаної кислоти необхідна для готування 2 л 2-молярного розчину ?

**Рішення.**  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль};$

$$m_{\text{речовини}} = C M_{\text{речовини}} V_{\text{розчину}};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 98 \cdot 2 = 392 \text{ г.}$$

**Приклад 2.** 250 мл розчину містять 7 г КОН. Яка молярність цього розчину?

**Рішення.**  $M_{\text{КОН}} = 56 \text{ г/моль};$

$$C = \frac{m_{\text{КОН}} \cdot 1000}{M_{\text{КОН}} \cdot V} = \frac{7 \cdot 1000}{56 \cdot 250} = 0,5 \text{ моль / л.}$$

**Задача 3.** Розрахунки за нормальною концентрацією (нормальністю) розчину.

Для розрахунку нормальності скористаємося наступною формулою

$$C_{\text{н}} = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{E_{\text{речовини}}}, \text{ екв / л,}$$

де  $C_{\text{н}}$  – нормальна концентрація розчину, екв/л;

$E_{\text{речовини}}$  – еквівалентна маса розчиненої речовини, моль/л.

**Приклад.** Яка маса фосфорної кислоти необхідна для готування 2 л 0,1 н розчину?

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль};$$

**Рішення.**

$$m_{\text{речовини}} = C_{\text{н}} E_{\text{речовини}} V (\text{л});$$

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1 \cdot 32,7 \cdot 2 = 6,54 \text{ г.}$$

**Задача 4.** Розрахунки з розведення розчинів.

Виведемо формулу для розрахунків при розведенні розчинів, враховуючи, що концентрація як вихідного, так і приготовленого розчинів може бути виражена будь-яким засобом ( $C \%$ ,  $C$ ,  $C_{\text{н}}$ ), а також виходячи з того, що при розведенні розчинів, маса розчиненої речовини залишається постійною.

Для розчину, концентрація якого виражена у відсотках,

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C \% m_{\text{речовини}}}{100\%},$$

так як  $m = V \rho$ , то

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C \% V_{\text{розчину}} \rho_{\text{розчину}}}{100\%},$$

де  $\rho_{\text{розчину}}$  – густина розчину, г/мл.

Для молярної концентрації

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C M_{\text{речовини}} V_{\text{розчину}}}{1000}.$$

Для нормальної концентрації

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C_{\text{н}} E_{\text{речовини}} V_{\text{розчину}}}{1000}.$$

Дорівнюємо праві частини рівнянь:

$$\frac{C \% V_{\text{розчину}} \rho_{\text{розчину}}}{100\%} = \frac{C M_{\text{речовини}} V_{\text{розчину}}}{1000} = \frac{C_{\text{н}} E_{\text{речовини}} V_{\text{розчину}}}{1000}.$$

**Приклад.** Скільки мілілітрів 98 %-го розчину сірчаної кислоти ( $\rho = 1,84$  г/мл) необхідно для готування 300 мл 3 н розчину цієї кислоти?

**Рішення.** Скористається першою частиною вище наведеного рівняння для концентрованого вихідного розчину кислоти і третьою частиною – для приготування розведеного розчину сірчаної кислоти:

$$\frac{C \% V_{1\text{розчину}} \rho_{\text{розчину}}}{100\%} = \frac{C_{\text{н}} E_{\text{речовини}} V_{2\text{розчину}}}{1000},$$

де  $C \% = 98 \%$ ;

$C_{\text{н}} = 3$  екв/л;

$V_{1\text{розчину}}$  – невідомий об'єм вихідного розчину;

$V_{2\text{розчину}} = 300$  мл;

$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 49$  г/моль.

$$\text{Звідси } V_{1\text{розчину}} = \frac{C_{\text{н}} E_{\text{H}_2\text{SO}_4} V_{2\text{розчину}} 100\%}{C \% 1000 \rho_{\text{розчину}}};$$

$$V_{1\text{розчину}} = \frac{3 \cdot 49 \cdot 300 \cdot 100}{98 \cdot 1000 \cdot 1,84} = 24,46 \text{ мл.}$$

**Задача 5.** Розрахунки за переходом від одного засобу вираження концентрації даного розчину до іншого.

При переході від однієї концентрації даного розчину до іншої залишаються постійними не тільки маса розчиненої речовини, але й об'єм розчину, тобто

$$V_{\text{розчину}} = V_{1\text{розчину}} = V_{2\text{розчину}}$$

Попередня формула набуває наступного виду:

$$\frac{C \% \rho_{\text{розчину}}}{100 \%} = \frac{C M_{\text{речовини}}}{1000} = \frac{C_{\text{н}} E_{\text{речовини}}}{1000}.$$

**Приклад.** Визначити молярність 36,5 %-го розчину соляної кислоти ( $\rho = 1,18$  г/мл).

**Рішення.** Скористаємось першою і другою частиною останнього рівняння і виведемо вираження для визначення молярності:

$$C = \frac{C\% \cdot \rho_{\text{розчину}} \cdot 1000}{100\% \cdot M_{\text{HCl}}} = \frac{36,5 \cdot 1,18 \cdot 1000}{1000 \cdot 36,5} = 11,8 \text{ моль / л.}$$

**Задача 6.** Розрахунки за законами Рауля. Тиск пари розведеного розчину.

За законом Рауля зниження тиску пари  $\Delta p$  над розчином прямо пропорційно мольній частці розчиненої речовини:

$$\Delta p = p_1^0 N,$$

де  $p_1^0$  – тиск пари чистого розчинника;

$N$  – мольна частка розчиненої речовини,

$$N = \frac{n_{\text{Мречовини}}}{n_{\text{Мречовини}} + n_{\text{Мрозчинника}}},$$

де  $n$  – кількість моль.

$$\Delta p = p_1^0 - p_1,$$

де  $p_1$  – тиск пари розчинника над розчином.

$$\text{Звідси } p_1^0 - p_1 = p_1^0 N; \quad p_1 = p_1^0 (1 - N).$$

**Приклад.** Визначити тиск насиченої пари розчину, який містить 45 г глюкози ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) у 720 г води при  $25^\circ\text{C}$ . Тиск насиченої пари води при  $25^\circ\text{C}$  дорівнює 3153,4 Па.

**Рішення.** Розраховуємо мольну частку розчиненої речовини:

$$n_{M,H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{720 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 40 \text{ моль};$$

$$n_{M,C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6}} = \frac{45 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль};$$

$$N_{C_6H_{12}O_6} = \frac{n_{M,C_6H_{12}O_6}}{n_{M,H_2O} + n_{M,C_6H_{12}O_6}} = \frac{0,25}{0,25 + 40} = 0,0062.$$

Визначаємо тиск пари води над розчином:

$$p_1 = p_1^0 (1-N) = 3153,4 (1-0,0062) = 3133,8 \text{ Па}.$$

**Задача 7.** Розрахунки щодо зниження температури замерзання розчинів.

За законом Рауля зниження температури замерзання прямо пропорційно моляльній концентрації розчину

$$\Delta t = K_k C_m,$$

де  $K_k$  - криоскопічна постійна води;

$C_m$  - моляльна концентрація розчину (кількість моль розчиненої речовини  $\frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{речовини}}}$  в 1000 г розчинника),

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}} 1000}{M_{\text{речовини}} m_{\text{розчинника}}}.$$

Звідси

$$\Delta t = \frac{K_k m_{\text{речовини}} 1000}{M_{\text{речовини}} m_{\text{розчинника}}}.$$

**Приклад.** Розрахувати температуру замерзання 3 %-го водяного розчину етиленгліколю ( $\text{HOCH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$ ),  $K_k = 1,853$ .

**Рішення.** Виведемо формулу для переходу від відсоткової концентрації до моляльності розчину.

Для відсоткової концентрації

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C \% \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \%}.$$

Для моляльності

$$m_{\text{речовини}} = \frac{C_m \cdot M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}{1000};$$
$$\frac{C \% \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \%} = \frac{C_m \cdot M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}{1000}.$$

Звідси

$$C_m = \frac{C \% \cdot 1000 \cdot m_{\text{розчину}}}{100 \% \cdot M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

Якщо прийняти  $m_{\text{розчину}}$  за 100%, тоді  $m_{\text{розчинника}} = 100\% - C \%$ .

$$C_m = \frac{C \% \cdot 1000}{M_{\text{речовини}} (100 \% - C \%) }.$$

Знаходимо моляльність розглянутого розчину:

$$C_m = \frac{3 \cdot 1000}{M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2} (100 - 3)} = \frac{3 \cdot 1000}{62 \cdot 97} = 0,5 \text{ моль / 1000 г розчинника}$$

Розрахуємо зниження температури замерзання розчину:

$$\Delta t = K_k \cdot C_m = 1,853 \cdot 0,5 = 0,92^\circ.$$

Температура замерзання водяного розчину

$$t_p = t_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta t = 0 - 0,92 = - 0,92^\circ\text{C}.$$

**Задача 8.** Розрахунки щодо підвищення температури кипіння розчинів:

$$\Delta t = K_e \cdot C_m = K_e \frac{1000 \cdot m_{\text{речовини}}}{M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}},$$

де  $\Delta t$  – підвищення температури;

$K_e$  – ебуліоскопічна константа.

**Приклад.** Розрахувати температуру кипіння 0,1 молярного водного розчину глюкози.  $K_e = 0,516$ .

**Рішення.** Формула для переходу від молярної концентрації до моляльної

$$C_m = \frac{1000 C}{1000 \rho_{\text{розчину}} \cdot M_{\text{речовини}}}.$$

Тому що розчин розведений, то беремо

$$\rho = 1 \text{ г/мл},$$

тоді

$$C_m = \frac{1000 \cdot 0,1}{1000 \cdot 0,1 \cdot 180} = 0,102 \text{ моль /1000 г розчинника};$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180 \text{ г/моль}.$$

Визначаємо підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta t = K_e C_m = 0,516 \cdot 0,102 = 0,053^\circ.$$

Температура кипіння цього розчину

$$t_p = t_{\text{кип. H}_2\text{O}} + \Delta t = 100 + 0,053 = 100,053^\circ\text{C}.$$

**Задача 9.** Розрахунки за розчинністю твердих речовин у рідинах.

Основна формула для вираження розчинності твердої речовини в рідині

$$R_{\text{речовини}}^t = \frac{m_{\text{розч. речовини}}}{m_{\text{розчинника}}} 100,$$

де  $R_{\text{речовини}}^t$  – розчинність речовини при даній температурі;

$m_{\text{розч. речовини}}$  – максимально можлива кількість речовини, розчиненої в 100 г розчинника при даній температурі, г.

**Приклад 1.** Для приготування насиченого розчину KCl при  $40^\circ\text{C}$  узято 50 г води і 20 г KCl. Яка розчинність KCl у воді при даній температурі ?

**Рішення.**

$$R_{\text{KCl}}^{40} = \frac{m_{\text{KCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} 100 = \frac{20}{50} 100 = 40 \text{ г/100 г H}_2\text{O}.$$



**Приклад 2.** У 300 г гарячої води розчинено 219 г  $K_2Cr_2O_7$ . Знайти масу кристалів  $K_2Cr_2O_7$ , отриманих при охолодженні гарячого розчину до  $20^{\circ}C$ . Відомо, що розчинність  $K_2Cr_2O_7$  при  $20^{\circ}C$  дорівнює 13,1 г на 100 г води.

**Рішення.** Визначаємо, скільки може бути розчинено  $K_2Cr_2O_7$  у 300 г води при  $20^{\circ}C$ :

$$R_{K_2Cr_2O_7}^{20} = \frac{m_{K_2Cr_2O_7}}{m_{H_2O}} 100,$$

відкіля

$$m_{K_2Cr_2O_7} = \frac{m_{H_2O} R_{K_2Cr_2O_7}^{20}}{100} = \frac{300 \cdot 13,1}{100} = 39,3 \text{ г.}$$

Маса кристалів – це різниця маси розчиненої речовини в гарячому розчині та маси розчиненої речовини в охолодженому розчині:

$$m_{\text{крист}} = 219 - 39,3 = 179,7 \text{ (г)}$$

#### 4.7.2 Задачі для самостійного рішення

1 Скільки  $FeCl_3$  міститься в 20 мл 40 %-го розчину, густина якого 1,133 г/мл? Яка молярна концентрація розчину?

2 Скільки грамів  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  можна одержати з 1 л 12 %-го розчину безводної солі  $FeSO_4$ , густина якого 1,122 г/см<sup>3</sup> ?

3 Скільки грамів  $CuSO_4$  міститься в 10,0 мл 0,2 М розчину ? Яка його нормальність?

4 Розрахувати молярність і нормальність 5 %-го розчину  $H_3PO_4$ , густина якого дорівнює 1,027 г/мл.

5 Скільки мілілітрів 0,5 н розчину лугу потрібно, щоб осадити у виді  $Cu(OH)_2$  усю мідь, що міститься в 15 мл 1,2 н розчину  $CuCl_2$  ?

6 При  $25^{\circ}C$  розчинність  $NaCl$  дорівнює 36,0 г у 100 г води. Виразити у відсотках концентрацію насиченого розчину солі.

7 Який об'єм 92 % сірчаної кислоти, густина якої 1,83 г/см<sup>3</sup>, варто взяти для готування 3 л 0,5 н розчину?

8 У 50 г бензолу розчинено 1,6 г нафталіну. Температура замерзання отриманого розчину дорівнює  $4,2^{\circ}\text{C}$ . Визначити молекулярну масу нафталіну, якщо температура плавлення бензолу дорівнює  $5,5^{\circ}\text{C}$ , а криоскопічна константа бензолу – 5,2.

9 Хлороформ кипить при температурі  $61,2^{\circ}\text{C}$ . Розчин, що містить 1,9 г камфори в 50 г хлороформу, кипить при температурі  $62,17^{\circ}\text{C}$ . Розрахувати молекулярну масу камфори, якщо ебуліоскопічна константа хлороформу дорівнює 3,88.

10 Маємо 10 %-й розчин метанолу  $\text{CH}_3\text{OH}$  і 10 %-й розчин етанолу  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Який з цих розчинів буде замерзати при більш низькій температурі?

11 Розрахувати осмотичний тиск розчину, що містить 16 г цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  у 350 г води при  $20^{\circ}\text{C}$ . Щільність розчину дорівнює одиниці.

12 Чому дорівнює тиск ненасиченої пари над розчином, що містить 0,2 моль цукру в 450 г води при  $20^{\circ}\text{C}$ , якщо тиск пари над чистою водою при  $20^{\circ}\text{C}$  дорівнює  $2,3 \cdot 10^3$  Па (17,5 мм рт. ст) ?

13 Чи при однаковій температурі будуть замерзати 10 %-й розчин мурашиної кислоти і 10 %-й розчин оцтової кислоти ?

## 4.8 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

### 4.8.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Вказати електроліти серед наступних речовин:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{HBr}$ .

**Рішення.** До електролітів відносяться основи, кислоти і солі. Серед перелічених вище речовин електролітами є:  $\text{KOH}$  – основа,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і  $\text{HBr}$  – кислоти і  $\text{NaCl}$  – сіль.

**Задача 2.** Серед наступних електролітів указати сильні та слабкі електроліти:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$ . Написати рівняння електролітичної дисоціації.

**Рішення.** При написанні рівнянь електролітичної дисоціації користуються наступними правилами:

1 Для сильних електролітів умовно пишемо одну стрілку ( $\rightarrow$ ).

Наприклад:  $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ .

2 Для слабких і середніх електролітів пишемо дві стрілки у зворотних напрямках ( $\rightleftharpoons$ ). Дисоціація цих електролітів протікає східчасто. Наприклад:  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ ;

$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ .

Дисоціація кислих і основних солей відбувається таким чином:

$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ ;  $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ ;

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2^{2+} + \text{Br}^-$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2^{2+} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{OH}^-$ ;

$\text{Fe}(\text{OH})_2^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{OH}^-$ .

**Задача 3.** Написати математичне вираження констант дисоціації наступних речовин:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

**Рішення.** Дисоціація  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  протікає східчасто. Для кожної ступіні запишемо вираження константи дисоціації:

$$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-; \quad K^I = \frac{[\text{MgOH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]};$$

$$\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-; \quad K^{II} = \frac{[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{MgOH}^+]}.$$

Для сумарного рівняння дисоціації слабкого електроліту

$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$  вираження константи дисоціації буде наступним:

$$K = K^I K^{II} = \frac{[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]}$$

**Задача 4.** Яка концентрація іонів  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Ca}^{2+}$  у 0,1 М розчині  $\text{CaCl}_2$ , якщо ступінь дисоціації  $\text{CaCl}_2$  0,65 (65 %) ?

**Рішення.** Ступінь дисоціації визначається за формулою

$$\alpha = \frac{C_{\text{продис.мол.}}}{C},$$

де  $C$  – молярна концентрація розчинених молекул, звідси

$$C_{\text{продис.мол.}} = \alpha C.$$

Концентрація іонів визначається за формулою

$$C_{\text{іонів}} = n C_{\text{продис.мол.}},$$

де  $n$  – кількість іонів, що утворюються з 1 молекули.

Таким чином,

$$C_{\text{іонів}} = n \alpha C;$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = n \cdot \alpha \cdot C_{\text{CaCl}_2} \quad (n = 1);$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = 1 \cdot 0,65 \cdot 0,1 = 0,065 \text{ моль / л};$$

$$C_{\text{Cl}^-} = n \cdot \alpha \cdot C_{\text{CaCl}_2} \quad (n = 2);$$

$$C_{\text{Cl}^-} = 2 \cdot 0,65 \cdot 0,1 = 0,13 \text{ моль / л}.$$

**Задача 5.** У якому з розчинів концентрація іонів водню вище: у 0,001М розчині  $\text{HNO}_3$ , чи у 1 М розчині  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ?

**Рішення.** Для сильних електролітів розрахунок концентрації іонів здійснюють за ступенем дисоціації. У довіднику з хімії знаходимо ступінь дисоціації 0,001 М розчину  $\text{HNO}_3$ :

$$\alpha = 0,95;$$

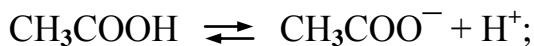
$$C_{\text{іон}} = n \alpha C;$$

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 0,95 \cdot 0,001 = 0,00095 \text{ моль/л} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Для слабких електролітів розрахунок концентрації іонів здійснюють за константою дисоціації.

У довіднику з хімії знаходимо константу дисоціації оцтової кислоти:

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5};$$



$$K_{\text{д}, \text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Тому що  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+]$  (молекула  $\text{CH}_3\text{COOH}$  дає рівну кількість іонів), то

$$K_{\text{д}, \text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]},$$

де  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  – рівноважна концентрація молекул, що не продисоціювали.

Але тому що константа дисоціації – дуже мала величина, то концентрацією молекул, що не продисоціювали, можна знехтувати і взяти концентрацію молекул, що не продисоціювали, рівною концентрації розчиненої речовини, тобто концентрації молекул, внесених до розчину.

З попередньої формули знаходимо:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д}, \text{CH}_3\text{COOH}} [\text{CH}_3\text{COOH}]};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 4,18 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л.}$$

Таким чином, у даному розчині оцтової кислоти, незважаючи на те, що вона слабка, концентрація іонів  $\text{H}^+$  вище, ніж у даному розчині  $\text{HNO}_3$ .

**Задача 6.** Розрахувати концентрацію іонів  $\text{H}^+$  у 0,4 М розчині  $\text{H}_2\text{S}$ .

Рішення. Дисоціація  $\text{H}_2\text{S}$  відбувається в два етапи:



Концентрація іонів водню, що утворюється за першою стадією дисоціації, у багато разів вище концентрації іонів, що утворюється за другою стадією, тому що за першою стадією дисоціація набагато інтенсивніше, ніж за другою (див. величини констант дисоціації). З цієї причини розрахунок концентрації іонів здійснюють за константою дисоціації першої стадії:

$$K_{\text{д, H}_2\text{S}}^{\text{I}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}.$$

Якщо знехтувати тим фактом, що незначна частина іонів  $\text{HS}^-$  дисоціює за другою стадією, у результаті чого концентрація іонів  $\text{HS}^-$  незначно зменшується, а концентрація іонів  $\text{H}^+$  незначно збільшується, тобто  $[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-]$ , то можна записати:

$$K_{\text{д, H}_2\text{S}}^{\text{I}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}.$$

Звідси

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{д, H}_2\text{S}}^{\text{I}} [\text{H}_2\text{S}]} ;$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-8} \cdot 0,4} = 1,87 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

**Задача 7.** Розрахувати константу дисоціації  $\text{HCN}$ , якщо ступінь її дисоціації, дорівнює 0,00007 у 0,1 М розчині.

**Рішення.**  $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$ .

Відповідно до рівняння  $K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 \cdot \alpha}$  знаходимо значення константи дисоціації:

$$K_{\text{д}} = \frac{0,00007^2 \cdot 0,1}{1 \cdot 0,00007} = 4,9 \cdot 10^{-10}.$$

**Задача 8.** Написати молекулярні й іонні рівняння наступних іонообмінних реакцій:

- 1)  $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$  ;      2)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  ;
- 3)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$  ;    4)  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  ;
- 5)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$  ;      6)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$  ;
- 7)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$  ;    8)  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$  ;
- 9)  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow$  ;    10)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$  .

**Рішення.** Спочатку записується рівняння реакції в молекулярному виді.

Для написання рівняння іонообмінної реакції в іонному виді молекули чи іони, які є малодисоційованими, записують як єдине ціле, тоді як молекули сильних електролітів записують у виді іонів, з яких вони складаються. Записане в такому виді рівняння іонообмінної реакції являє собою повне іонне рівняння. Виключивши з цього рівняння іони, що не беруть участь у самому іонообмінному процесі, одержують коротке іонне рівняння іонообмінної реакції.

Коротке іонне рівняння іонообмінної реакції є вираженням реального процесу, що відбуває в розчині.

- 1  $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$  – молекулярне рівняння;  
 $\text{H}_2\text{S} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$  – повне іонне рівняння;  
 $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}$  – коротке іонне рівняння.
- 2  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KCl}$ ;  
 $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ ;  
 $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ .

#### 4.8.2 Задачі для самостійного рішення

1 Вказати електроліти серед наступних речовин:  $\text{KOH}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

2 Визначити серед електролітів сильні і слабкі:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

3 Написати математичне вираження константи дисоціації наступних речовин:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

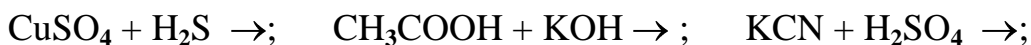
4 Ступінь дисоціації оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$  у 2 М розчині при  $18^\circ\text{C}$  дорівнює 0,004. Розрахувати концентрацію іонів  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  і  $\text{H}^+$  у розчині.

5 В скількох разів концентрація іонів  $\text{H}^+$  у 1 н розчині  $\text{HNO}_3$  ( $\alpha = 82\%$ ) більше, ніж у 1 н розчині  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\alpha = 51\%$ )?

6 Константа дисоціації азотистої кислоти дорівнює  $5,1 \cdot 10^{-4}$ . Розрахувати ступінь дисоціації  $\text{HNO}_2$  у її 0,01 М розчині і концентрацію іонів водню.

7 Визначити ступінь дисоціації і концентрацію іонів  $\text{OH}^-$  у 0,1н розчині  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$ ).

8 Написати молекулярні та іонні рівняння наступних іонообмінних реакцій:



## 4.9 ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

### 4.9.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Розрахунки за водневим показником рН.

**Приклад 1.** Яке значення рН розчину, концентрація іонів  $\text{OH}^-$  якого дорівнює  $10^{-9}$  міль/л ?

**Рішення.**  $K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ ,

$$\text{відкіля } [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ моль / л};$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(10^{-5}) = 5,$$

$$\text{чи } \text{pOH} = -\lg \text{OH}^- = -\lg(10^{-9}) = 9;$$

$$\text{p} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{p} = 14 - \text{pOH} = 14 - 9 = 5.$$

**Приклад 2.** Яка концентрація іонів водню й іонів гідроксиду розчину, рН якого дорівнює 10,3 ?

**Рішення.**  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ .

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



За таблицями логарифмів знаходимо:  $[\text{H}^+] = 5,01 \cdot 10^{-11}$  моль/л.

Тому що  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , визначаємо  $[\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-11}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

**Приклад 3.** Визначити рН розчинів сильних електролітів:

а) 0,1 молярного розчину  $\text{HNO}_3$  ( $\alpha = 0,92$ ;  $f = 0,79$ );

б) 0,01 молярного розчину  $\text{KOH}$  ( $\alpha = 0,93$ ;  $f = 0,90$ ).

**Рішення.** 1) Для 0,1 молярного розчину  $\text{HNO}_3$  знаходимо:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HNO}_3]},$$

де  $\alpha$  – ступінь дисоціації;

$$[\text{H}^+] = \alpha [\text{HNO}_3] = 0,92 \cdot 0,1 = 0,092 \text{ моль/л.}$$

Потім визначаємо

$$a = f c,$$

де  $a$  – активність, тобто концентрація іонів, що виявляється;

$c$  – реальна концентрація;

$f$  – коефіцієнт активності, для дуже розведених розчинів  $f \rightarrow 1$ , тоді  $a \approx c$ .

Активність іонів водню знаходимо за формулою

$$a_{\text{H}^+} = f [\text{H}^+] = 0,79 \cdot 0,092 = 0,0727 \text{ моль/л.}$$

Визначаємо рН розчину, причому замість реальної концентрації використовуємо активність:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg 0,0727 = 1,14.$$

2) Для 0,01 молярного розчину  $\text{KOH}$

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{KOH}]};$$

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \cdot 0,93 = 0,0093 \text{ моль/л;}$$

$$\alpha_{\text{OH}^-} = f [\text{OH}^-] = 0,90 \cdot 0,0093 = 0,00837 \text{ моль / л;}$$

$$\text{pOH} = -\lg \alpha_{\text{OH}^-} = -\lg 0,00837 = 2,077;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,077 = 11,927.$$

**Приклад 4.** Визначити рН 0,6 молярного розчину  $\text{HClO}$  ( $K_d = 3,2 \cdot 10^{-8}$ ).

**Рішення.** Для слабого електроліту розрахунок рН здійснюється за величиною константи дисоціації  $K_d$ . Тому що величини концентрацій дуже малі, активність  $a \rightarrow c$ .



$$K_{d,\text{HClO}} = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}; \quad [\text{H}^+] = [\text{ClO}^-],$$

тоді

$$K_{d,\text{HClO}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HClO}]},$$

де  $[\text{HClO}]$  – рівноважна концентрація, однак у зв'язку зі слабкою дисоціацією беруть її рівною до загальної концентрації молекул кислоти, як дисоційованих, так і не дисоційованих.

$$[\text{HClO}] = 0,6 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d,\text{HClO}} [\text{HClO}]} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,6} = 1,39 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л};$$

$$p = -\lg \text{H}^+ = -\lg 1,39 \cdot 10^{-4} = 3,857.$$

**Задача 2.** Розрахувати добуток розчинності (ДР).

**Приклад 1.** Розрахувати добуток розчинності  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , якщо його розчинність дорівнює  $6,4 \cdot 10^{-3}$  г/л.

**Рішення.** Для вираження розчинності малорозчинних речовин найчастіше використовуються два засоби її вираження.

1 Розчинність у грамах на літр розчину

$$R_m = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 1000}{V_{\text{розчину}}},$$

де  $R_m$  – розчинність речовини, г/л;

$m_{\text{речовини}}$  – маса розчиненої речовини, г;

$V_{\text{розчину}}$  – об'єм розчину, мл.

Тоді концентрація якого-небудь іона розчиненої речовини визначається за формулою

$$C = \frac{R_m i}{M},$$

де  $M$  – молярна маса іона, г/моль;

$i$  – індекс іона у формулі.

2 Розчинність молекул розчиненої речовини у моль на літр розчину

$$R_M = \frac{m_{\text{речовин}} \cdot 1000}{M V_{\text{розчину}}},$$

де  $R_M$  – розчинність, моль/л.

Тоді концентрація будь якого іона розчиненої речовини визначається за формулою

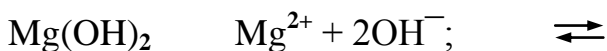
$$C = R_M i.$$

У даній задачі розчинність  $Mg(OH)_2$  виражена в грамах на літр. Розрахуємо концентрацію іонів  $Mg^{2+}$  та іонів  $OH^-$  у насиченому розчині  $Mg(OH)_2$ :

$$[Mg^{2+}] = \frac{R_m i}{M_{Mg(OH)_2}} = \frac{6,4 \cdot 10^{-3} \cdot 1}{58} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л};$$

$$[OH^-] = \frac{R_m i}{M_{Mg(OH)_2}} = \frac{6,4 \cdot 10^{-3} \cdot 2}{58} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л}.$$

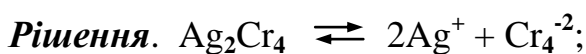
Знайдемо добуток розчинності  $Mg(OH)_2$ :



$$ДР_{Mg(OH)_2} = [Mg^{2+}] [OH^-]^2;$$

$$ДР_{Mg(OH)_2} = 1,1 \cdot 10^{-4} (2,2 \cdot 10^{-4})^2 = 5,3 \cdot 10^{-12}.$$

**Приклад 2.** Визначити концентрацію іонів  $Ag^+$  і розчинність  $Ag_2CrO_4$ , виражену в грамах на літр насиченого розчину  $Ag_2CrO_4$  ( $ДР_{Ag_2CrO_4} = 9 \cdot 10^{-12}$ ).



$$ДР_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}].$$

Візьмемо концентрацію  $[\text{Cr}_4^{-2}]$  рівною  $X$ , тоді  $[\text{Ag}^+] = 2X$ , тому що дисоціація однієї молекули  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  дає один іон  $\text{CrO}_4^{-2}$  і два іони  $\text{Ag}^+$ .

$$\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = X(2X)^2 = 4X^3;$$

$$\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 9 \cdot 10^{-12}; \quad 4X^3 = 9 \cdot 10^{-12}$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{9 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$[\text{CrO}_4^{-2}] = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; \quad [\text{Ag}^+] = 2,62 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Визначимо розчинність солі в грамах на літр:

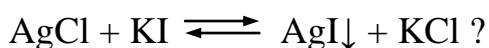
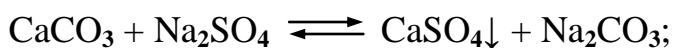
$$R_{\text{m,Ag}_2\text{CrO}_4} = \frac{C \cdot M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}}{i},$$

де  $C$  – концентрація будь якого іона;

$i$  – його індекс.

$$R_{\text{m,Ag}_2\text{CrO}_4} = \frac{[\text{Ag}^+] M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}}{2} = \frac{2,62 \cdot 10^{-4} \cdot 332}{2} = 0,0435 \text{ г/л}.$$

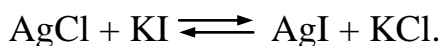
**Приклад 3.** У якому напрямку зміщена рівновага наступних іонообмінних реакцій:



**Рішення.** Розглянемо зсув рівноваги на прикладі останньої реакції. Рівновага іонообмінних реакцій за участю малорозчинних речовин зміщена у бік утворення речовини з меншим добутком розчинності:

$$\text{ДР}_{\text{AgCl}} = 1,56 \cdot 10^{-10}; \quad \text{ДР}_{\text{AgI}} = 1,5 \cdot 10^{-16}.$$

Рівновага даної реакції зміщена у бік утворення  $\text{AgI}$ , тому що  $\text{AgI}$  посилає в розчин менше число іонів  $\text{Ag}^+$ , чим  $\text{AgCl}$ :



**Задача 3.** Написати молекулярні й іонні рівняння гідролізу наступних солей:  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{FeSO}_4$ . Указати характер середовища водяних розчинів цих солей.

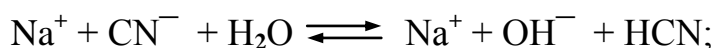
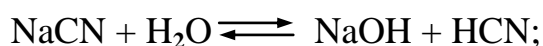
**Приклади рішень.** Спочатку визначається природа солі.

Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою і, навпаки, - сильною основою і слабкою кислотою, піддаються частковому гідролізу, у більшості випадків переважно за I ступенем, при цьому в рівнянні гідролізу ставляться дві стрілки в протилежних напрямках (  $\rightleftharpoons$  ), що вказують на незначне протікання гідролізу.

Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддається.

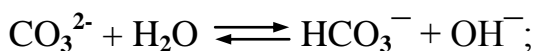
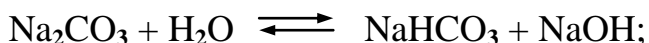
Для написання іонного рівняння гідролізу застосовують тіж правила, що і при написанні іонних рівнянь будь-яких іонообмінних реакцій: мало-дисоційовані молекули чи іони записують у незмінному виді, тоді як молекули сильних електролітів записують у виді іонів.

1 NaCN – сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою:



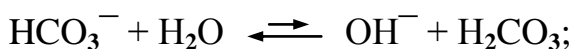
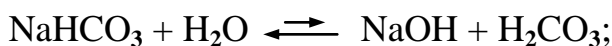
2 Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – сіль, утворена сильною основою і слабкої двоосновною кислотою.

Гідроліз протікає переважно за I ступенем:



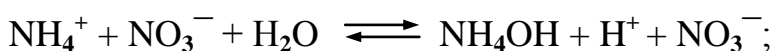
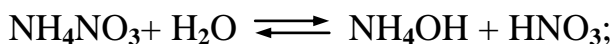
$p > 7$ , середовище лужне.

За II ступенем гідроліз практично не протікає, рівновага сильно зміщена вліво:



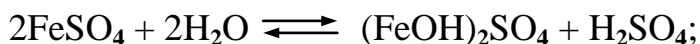
$p > 7$ , середовище слабо лужне.

3  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою:

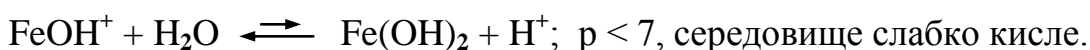
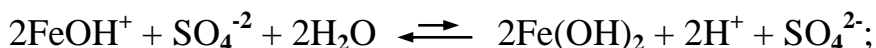
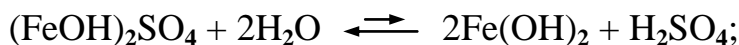


4  $\text{FeSO}_4$  – сіль, утворена сильною кислотою і слабкою двокислотною основою.

Гідроліз протікає переважно за I ступенем:

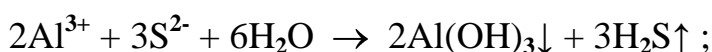
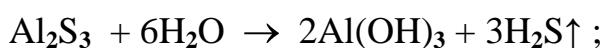


За II ступенем гідроліз практично не протікає, рівновага сильно зміщена вліво:



5  $\text{Al}_2\text{S}_3$  – сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою.

Піддається повному гідролізу:



$\text{p} \approx 7$ , середовище близько до нейтрального.

6  $\text{NaCl}$  – сіль, утворена сильною кислотою і сильною основою не гідролізую:  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$ ;  $\text{pH} = 7$ , середовище нейтральне.

**Задача 4.** Розрахувати константу гідролізу і pH водяних розчинів наступних солей:

а) 0,2 М розчин  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ;

б) 0,05 М розчин  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

**Рішення.** 1) Для солі, утвореною слабкою кислотою і сильною основою,

$$K_h = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д, кислоти}}}.$$

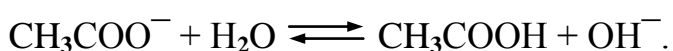
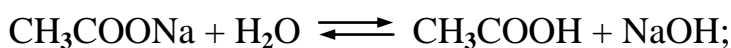
Знаходимо в довіднику:

$$K_{\text{д,CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5};$$

$$K_{\text{h,CH}_3\text{COONa}} = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,71 \cdot 10^{-10}.$$

Виразення константи гідролізу:

$$K_{\text{h,CH}_3\text{COONa}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}.$$



Тому що  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$ , те

$$K_{\text{h,CH}_3\text{COONa}} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]};$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{h,CH}_3\text{COONa}} [\text{CH}_3\text{COO}^-]};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{\sqrt{K_{\text{h,CH}_3\text{COONa}} [\text{CH}_3\text{COO}^-]}}.$$

Припустивши, що сіль  $\text{CH}_3\text{COONa}$  дисоціює цілком, замість  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  підставляємо  $[\text{CH}_3\text{COONa}]$ :

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,2 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{\sqrt{5,71 \cdot 10^{-10} \cdot 0,2}} = 0,93 \cdot 10^{-9} \text{ моль / л};$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 9,3 \cdot 10^{-10} = 9,03.$$

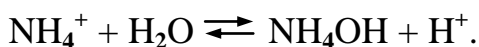
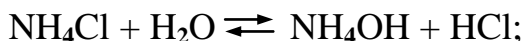
2) Для солі, утвореною сильною кислотою і слабкою основою,

$$K_{\text{h}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д,основи}}}.$$

Знаходимо в довіднику:

$$K_{\text{д,NH}_4\text{OH}} = 1,79 \cdot 10^{-5};$$

$$K_{h, \text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{д}, \text{NH}_4\text{OH}}} = 5,59 \cdot 10^{-10};$$



Вираз константи гідролізу має вид

$$K_{h, \text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}.$$

Так як  $[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{H}^+]$ , то

$$K_{h, \text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{NH}_4^+]}; \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_{h, \text{NH}_4\text{Cl}}[\text{NH}_4^+]}$$

Припустивши, що сіль  $\text{NH}_4\text{Cl}$  дисоціює цілком, замість  $[\text{NH}_4^+]$  підставляємо  $[\text{NH}_4\text{Cl}]$

$$\text{NH}_4\text{Cl} = 0,05 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{5,59 \cdot 10^{-10} \cdot 0,05} = 5,29 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л};$$

$$p = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 5,29 \cdot 10^{-6} = 5,28.$$

**Задача 5.** Написати рівняння спільного гідролізу двох солей:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

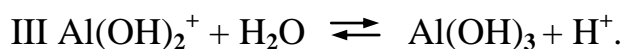
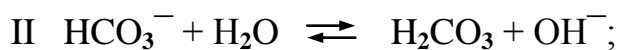
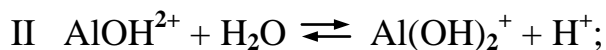
**Рішення.** Тому що дані солі протилежного типу –  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  утворена слабкою основою і сильною кислотою, а  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  утворена сильною основою і слабкою кислотою, то при розчиненні у воді вони дають різну реакцію розчинів:



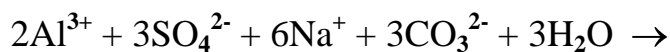
При зливанні розчинів відбувається взаємна нейтралізація:

$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ . Це зміщує обидві рівноваги вправо і стають можливими наступні стадії гідролізу:





У підсумку відбувається повний гідроліз:



#### 4.9.2 Задачі для самостійного рішення

1 Розчин лугу у воді містить гідроксид-іон у концентрації  $2,5 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Знайти концентрацію водневих іонів у розчині і pH.

2 Чому дорівнює pH 0,01 М розчину соляної кислоти?

3 pH розчину 4,4. Визначити концентрацію іонів водню.

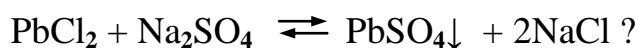
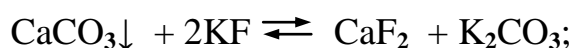
4 Яка концентрація гідроксид-іонів у розчині, pH якого дорівнює 10,8?

5 Розрахувати pH 0,01 н розчину оцтової кислоти, ступінь дисоціації якої в розчині дорівнює 4,2 %.

6 Розрахувати ДР для AgCl, якщо відомо, що 1 л насиченого розчину при 20°C містить 0,0016 г AgCl.

7 ДР PbI<sub>2</sub> при кімнатній температурі дорівнює  $1,4 \cdot 10^{-8}$ . Розрахувати розчинність солі при цій температурі і концентрацію кожного з її іонів у насиченому розчині.

8 У якому напрямку зміщена рівновага в наступних іонообмінних реакціях:



9 Написати молекулярні й іонні рівняння гідролізу наступних солей: NaNO<sub>3</sub>, Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Li<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Cl.

10 Розрахувати константу гідролізу і pH водяних розчинів наступних солей:

а) 0,1 М розчин KCN ( $K_{д,HCN} = 4,7 \cdot 10^{-10}$ );

б) 2 М розчин  $Pb(NO_3)_2$  ( $K_{д,Pb(OH)_2}^I = 9,6 \cdot 10^{-10}$ ).

11 Зменшення або збільшення гідролізу ціаніду натрію викликає додаток до розчину: а) кислоти, б) лугу, в) хлориду амонію?

12 За величиною рН розрахувати молярну концентрацію, константу і ступінь гідролізу солей:

а)  $NH_4Cl$ , якщо  $pH = 5,62$ ; б)  $NH_4NO_3$ , якщо  $pH = 6,12$ .

13 Написати рівняння реакцій спільного гідролізу наступних солей:

$Fe_2(SO_4)_3 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow$  ;                       $AlCl_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$  ;

$Ca(NO_3)_2 + K_2S + H_2O \rightarrow$  .

## 4.10 ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

### 4.10.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Визначити ступінь окислювання азоту в наступних молекулах та іонах:  $N_2$ ,  $NH_3$ ,  $NH_4^+$ ,  $HNO_3$ ,  $NO_3^-$ ,  $NO_2^-$ .

**Рішення.** При визначенні ступеня окислювання елемента користуємося правилом: сума ступенів окислювання всіх елементів дорівнює заряду частки (для молекули 0, а для іона – заряд іона).

Відомо, що ступінь окислювання водню дорівнює +1, а ступінь окислювання кисню дорівнює -2 (крім перекисних сполук).

$N_2^0$  – ступінь окислювання азоту дорівнює 0.

$[NH_3]^{-3+1}^0$  - ступінь окислювання азоту дорівнює -3.

$[NH_4]^{-3+1+1}^+$  - ступінь окислювання азоту дорівнює -3.

$[HNO_3]^{+1 \times -2}^0$  - ступінь окислювання азоту дорівнює +5.

Для  $HNO_3$  складемо рівняння:

$$+1 + x + 3(-2) = 0;$$

$x = +5$  (ступінь окислювання N у  $HNO_3$ );

$[NO_3]^{+5-2}^{1-}$  - ступінь окислювання азоту дорівнює +5.

$[NO_2]^{+3-2}^{1-}$  ступінь окислювання азоту дорівнює +3.

**Задача 2.** Визначити ступінь окислювання всіх елементів, що входять до складу наступних молекул:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

**Рішення.**

$$\begin{array}{c} +1 \quad x \quad -2 \\ \text{K}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7 \end{array}$$

$$2(+1) + 2x + 7(-2) = 0, \quad x = +6;$$

$$\begin{array}{c} +1 \quad x \quad -2 \\ \text{K MnO}_4 \end{array}$$

$$+1 + x + 4(-2) = 0, \quad x = +7.$$

**Задача 3.** Знайти серед наведених речовин такі, котрі можуть виконувати роль: тільки окислювача; тільки відновника; окислювача та відновника.

**Приклад.** Згрупувати речовини за здатністю їх виконувати визначену роль в ОВ реакціях:  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{MnO}_2$ .

**Рішення.** Скористаємося наступним правилом: молекули, атоми яких можуть лише підвищувати свої ступені окислювання, відіграють роль тільки відновників; молекули, атоми яких можуть лише знижувати свої ступені окислювання, відіграють роль тільки окислювачів; молекули, атоми яких можуть підвищувати і знижувати свої ступені окислювання, можуть відігравати роль як окислювачів, так і відновників.

Тільки окислювачі –  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{KMnO}_4^{+7}$ ,  $\text{HNO}_3^{+5}$ ,  $\text{FeCl}_3^{+3}$ .

Тільки відновники –  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{KI}^{-1}$ ,  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Zn}^0$ ,  $\text{FeCl}_2^{+2}$ .

Окислювачі і відновники –  $\text{HNO}_2^{+3}$ ,  $\text{KNO}_2^{+3}$ ,  $\text{MnO}_2^{+4}$ ,  $\text{HCl}^{+1 -1}$ .

Про кожну речовину необхідно дати докладне пояснення. Наприклад,  $\text{HCl}$  – і окислювач, і відновник, тому що  $\text{H}^+ + 1e = \text{H}^0$  – процес відновлення ( $\text{H}^+$  - окислювач);  $\text{Cl}^- - 1e = \text{Cl}^0$  – процес окислювання ( $\text{Cl}^-$  - відновник). Таким чином  $\text{HCl}$  окислювач за рахунок  $\text{H}^+$  і відновник за рахунок  $\text{Cl}^-$ .

**Задача 4.** Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу.

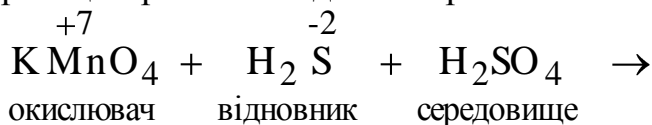
**Приклад 1.**  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ .

**Рішення.** 1 Серед речовин, що беруть участь у реакції, знаходимо окислювач і відновник.

У  $\text{KMnO}_4$  марганець виявляє свій максимальний ступінь окислювання (+7), тобто він може бути тільки окислювачем.

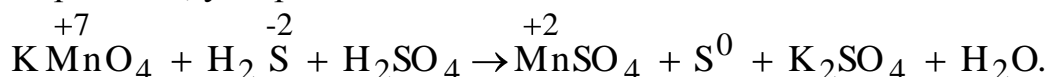
У  $\text{H}_2\text{S}$  сірка виявляє свій мінімальний ступінь окислювання (-2), тобто вона може бути тільки відновником.

$\text{H}_2\text{SO}_4$  у цій реакції призначена для створення кислого середовища:

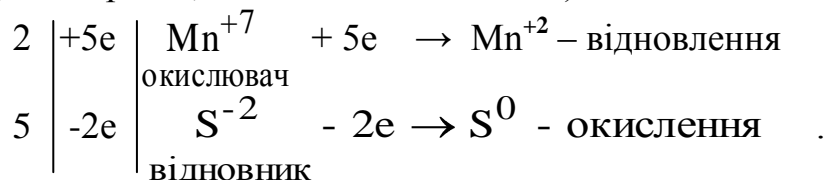


2 У випадку відсутності продуктів реакції визначаємо ці продукти, ґрунтуючись на знанні ступенів окислювання елементів і хімічних властивостей речовин, що беруть участь у реакції.

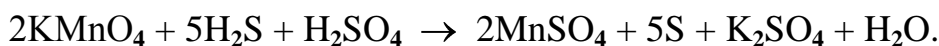
У кислому середовищі  $\text{KMnO}_4$  відновлюється до  $\text{Mn}^{+2}$ , а  $\text{H}_2\text{S}$  окислюється до  $\text{S}^0$ . Крім того, утворюються  $\text{K}_2\text{SO}_4$  і  $\text{H}_2\text{O}$ :



3 Складаємо електронний баланс відповідно до закону збереження заряду (число електронів, прийнятих окислювачем, повинне дорівнювати числу електронів, відданих відновником):

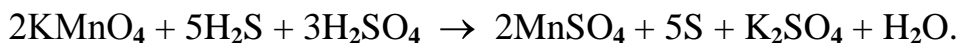


4 Розставляємо відповідні коефіцієнти перед окислювачем і відновником до і після реакції:

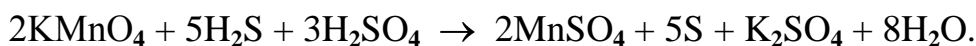


5 Зрівнюємо число атомів металів, що не беруть участь у відновленні. У даній реакції це атоми K, число яких уже зрівняне.

6 Зрівнюємо кислотні залишки, що не беруть участь у відновленні. У даній реакції це  $\text{SO}_4^{-2}$ :



7 Зрівнюємо число атомів водню:

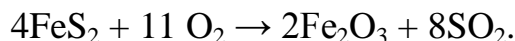
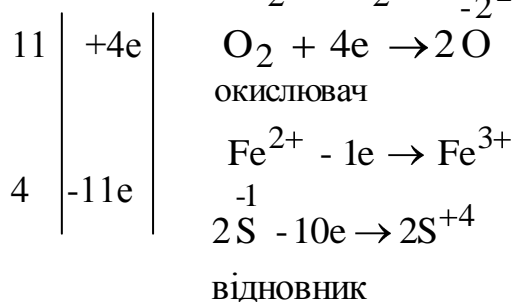


8 Перевіряємо число атомів кисню.

Якщо число атомів кисню не зрівняно, помилку в рівнянні варто починати шукати з першого етапу.

**Приклад 2.**  $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ .

**Рішення.**  $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{S}}_2 + \overset{0}{\text{O}}_2 \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3 + \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ .



**Приклад 3.**  $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

**Рішення.**  $\overset{0}{\text{Cl}}_2 + \overset{+}{\text{K}}\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{+1}{\text{K}}\overset{+1}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{Cl}} + \text{H}_2\text{O}$

ОКИСЛЮВАЧ:  $\text{Cl}^0 - e = \text{Cl}^{+1} \quad \left| \quad 1 \right.$

ВІДНОВНИК:  $\text{Cl}^0 + e = \text{Cl}^{-1} \quad \left| \quad 1 \right.$

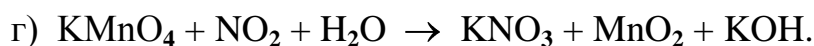
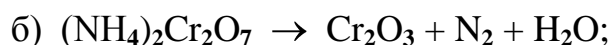


Це реакція диспропорціонування.

#### 4.10.2 Задачі і вправи для самостійного рішення

1 Визначити ступінь окислювання сірки в наступних сполуках:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

2 Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу, вказати окислювач і відновник, визначити, які з них можна віднести до реакцій диспропорціонування, внутрішньомолекулярного чи міжмолекулярного окислювання-відновлення:



## 4.11 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ПОСТІЙНОГО СТРУМУ.

### ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ РОЗРАХУНКИ

#### 4.11.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Визначення здатності іонів і молекул простих і складних речовин виступати в ролі окислювача чи відновника за величинами електродних потенціалів (редокс-потенціалів, ОВ-потенціалів).

**Приклад 1.** Серед нижче перелічених металів знайти ті, котрі можуть відновити катіон нікелю  $\text{Ni}^{2+}$ : Mg, Al, Cu, Ag.

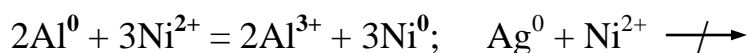
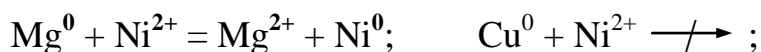
**Рішення.** Випишемо значення стандартних електродних потенціалів даних металів:

$$E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = -2,37 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0} = -1,66 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0} = -0,25 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = +0,799 \text{ В}.$$

Тому що Mg і Al мають більш низькі електродні потенціали, чим Ni, тому вони є більш сильними відновниками в порівнянні з нікелем:



**Приклад 2.** Серед нижче перелічених катіонів металів знайти ті, котрі можуть окислити цинк:  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Pb}^{+2}$ ,  $\text{Cu}^{+2}$ .

**Рішення.** Відповідно до ряду напруг металів

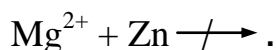
$$E^0_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}^0} = -0,126 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}^0} = -0,76 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Mg}^{+2}/\text{Mg}^0} = -2,37 \text{ В}$$

Свинець і мідь мають стандартні електродні потенціали вище, ніж цинк.

Таким чином, катіон міді і катіон свинцю є окислювачами більш сильними, чим катіон цинку, і будуть окислювати  $\text{Zn}^0$  до  $\text{Zn}^{+2}$ :





**Приклад 3.** Як зміниться відновна активність цинку, якщо його занурити (при  $T = 298 \text{ K}$ ) у розчин нітрату цинку концентрації  $0,0001 \text{ моль/л}$  ?

**Рішення.** Скористаємося формулою Нернста

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Me}^{+n}];$$

$$E_{\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}^0} = E^0_{\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}^0} + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Zn}^{+2}];$$

$$E^0_{\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}^0} = -0,76 \text{ В};$$

$$n = 2, \text{ тому що } \text{Zn}^0 - 2e \rightarrow \text{Zn}^{+2};$$

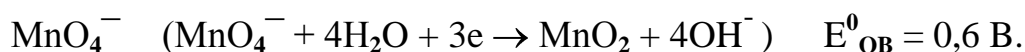
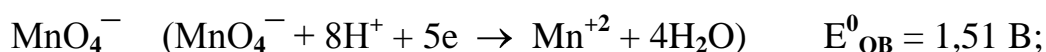
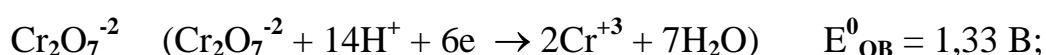
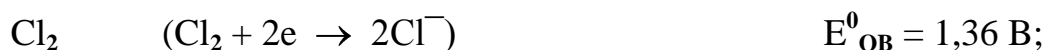
$$[\text{Zn}^{+2}] = [\text{Zn}(\text{NO}_3)_2], \quad i = 1, \quad \alpha \text{ беремо рівною } 1,$$

$$[\text{Zn}^{+2}] = 0,0001 \text{ моль/л};$$

$$E^0_{\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}^0} = -0,76 + \frac{0,058}{2} \lg 0,0001 = -0,76 - 0,12 = -0,88 \text{ В}.$$

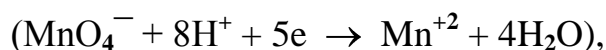
**Висновок.** З розведенням розчину відновна активність зростає, тому що електродний потенціал знижується.

**Приклад 4.** Серед нижче перелічених часток укажіть найбільш сильний окислювач. Ці частки беруть участь у наступних напівреакціях:



**Рішення.** Найбільш сильний окислювач той, котрий має найбільше значення редокс-потенціалу  $E^0_{\text{ОВ}}$ . Таким є аніон  $\text{MnO}_4^-$  у кислому середовищі.

**Приклад 5.** Розрахувати редокс-потенціал напівреакції:



якщо стандартний  $E^0_{\text{ОВ}} = 1,51 \text{ В}$ , а концентрації іонів дорівнюють:

$$[\text{MnO}_4^-] = 0,1 \text{ моль/л}; \quad [\text{Mn}^{+2}] = 0,001 \text{ моль/л}.$$

**Рішення.** Скористаємося формулою Нернста для розрахунку редокс-потенціалів:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^0_{\text{Ox/Red}} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}.$$

Тому що рівняння електродної напівреакції –



$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} = E^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} + \frac{0,058}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{+2}]};$$

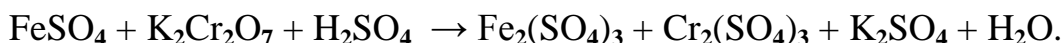
при pH = 3 концентрація протонів дорівнює -  $[\text{H}^+] = 10^{-3}$  моль/л;

$$\begin{aligned} E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}} &= 1,51 + \frac{0,058}{5} \lg \frac{10^{-1} (10^{-3})^8}{10^{-3}} = \\ &= 1,51 + \frac{0,058}{5} \lg 10^{-22} = 1,255 \text{ В}. \end{aligned}$$

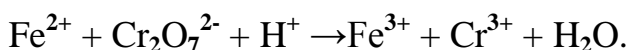
**Висновок.** В умовах, що відрізняються від стандартних, окислювальна здатність аніона  $\text{MnO}_4^-$  змінюється (у даному випадку - зменшується).

**Задача 2.** Визначення напрямку ОВ реакції.

**Приклад 1.** Визначити, чи можна окислити  $\text{FeSO}_4$  до  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  за допомогою  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  у кислому середовищі при стандартних умовах ( $C = 1$  моль/л,  $T = 298 \text{ К}$ ) відповідно до рівняння реакції:



**Рішення.** Записуємо скорочене іонне рівняння даної реакції:



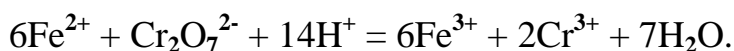
Складаємо напівреакції, записуючи у лівій частині окислені форми кожної з речовин, а праворуч - відновлені форми, і знаходимо за таблицею стандартні  $E^0_{\text{ОВ}}$ :

$$\begin{array}{ll} 6 \mid \text{Fe}^{3+} + \text{e} \cdot \text{Fe}^{2+} & E^0_{\text{ОВ}} = 0,77 \text{ В (відновник)} \\ 1 \mid \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} \cdot 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} & E^0_{\text{ОВ}} = 1,33 \text{ В (окислювач)}. \end{array}$$

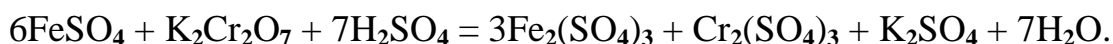


За величиною  $E^0$  більш сильним окислювачем є іон  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , а більш сильним відновником – іон  $\text{Fe}^{2+}$ , отже, вони будуть реагувати один з одним і їх записують у лівій частині ОВ реакції.

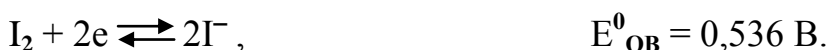
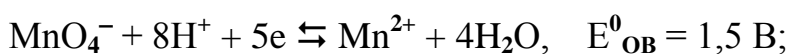
Записуємо іонне рівняння реакції з урахуванням множників:



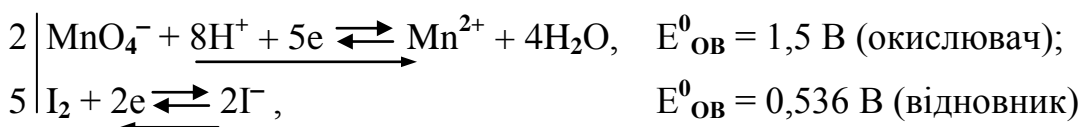
Складаємо молекулярне рівняння:



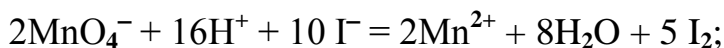
**Приклад 2.** За даними напівреакціями скласти іонне і молекулярне рівняння ОВ реакції:



**Рішення.** Роль окислювача буде виконувати окислена форма (I напівреакція), а роль відновника – відновлена форма (II напівреакція).



Складаємо іонне й молекулярне рівняння, підбравши протиіони:



**Задача 3.** Розрахувати електродний потенціал гальванічної пари: розчин  $\text{AgBr}$  (насичений при 298 К)/ $\text{Ag}^0$ .

**Рішення.** Визначаємо концентрацію іонів  $\text{Ag}^+$  у насиченому розчині  $\text{AgBr}$ . Для цієї мети в довіднику знаходимо розчинність  $\text{AgBr}$ :

$$R_{\text{M,AgBr}} = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

$$\text{Таким чином, } [\text{Ag}^+] = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

Для розрахунку електродного потенціалу гальванічної пари  $\text{AgBr}/\text{Ag}^0$ , котрій відповідає електродна напівреакція  $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$ , скористаємося рівнянням Нернста

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Ag}^+] \quad (n = 1).$$

У довіднику знаходимо:  $E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = 0,799 \text{ В.}$

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = 0,799 + \frac{0,058}{1} \lg 8,8 \cdot 10^{-7} = 0,799 - 0,331 = 0,448 \text{ В.}$$

**Задача 4.** Розрахувати електрорушійну силу гальванічного елемента, що складається з мідної пластини, зануреної в 0,001 М розчин  $\text{CuSO}_4$ , і магнієвої пластини, зануреної в 0,0001 М розчин  $\text{MgSO}_4$  при  $T = 298 \text{ К.}$

**Рішення.** Насамперед, розрахуємо електродні потенціали мідного і магнієвого електродів за рівнянням Нернста:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} + \frac{0,058}{n} \lg [\text{Cu}^{2+}],$$

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,337 \text{ В,} \quad n = 2, \text{ тому що } \text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}^0;$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,001 \text{ моль/л.}$$

Припустивши, що дисоціація розведеного розчину солі повна ( $\alpha = 1,0$ ), розрахуємо електродний потенціал міді:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,337 + \frac{0,058}{2} \lg 0,001 = 0,337 - 0,087 = 0,25 \text{ В.}$$

$$E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} + \frac{0,058}{2} \lg \text{Mg}^{2+};$$

$$n = 2, \text{ тому що } \text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}^0,$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 0,0001 \text{ моль/л.}$$

Припустивши, що дисоціація розведеного розчину солі повна, розрахуємо електродний потенціал магнію:

$$E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = -2,37 + \frac{0,058}{2} \lg 0,0001 = -2,37 - 0,12 = -2,49 \text{ В.}$$

Розрахуємо електрорушійну силу гальванічного елемента за формулою

$$E_{PC} = E_{\text{кат}} - E_{\text{анод}} = E_{\text{Ох}} - E_{\text{Red}}.$$

Роль катода виконує електрод, який має більш високий електродний потенціал, у даному випадку це - мідний електрод. Тоді знаходимо:

$$E_{PC} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = 0,25 - (-2,49) = 2,74 \text{ В.}$$

**Задача 5.** Скласти два гальванічних елементи: мідний електрод відіграє роль катода; мідний електрод відіграє роль анода. Скласти схеми цих гальванічних елементів і написати процеси, що відбуваються на катоді й на аноді.

**Рішення.** 1 Мідний електрод відіграє роль катода, якщо електродний потенціал гальванічної пари  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$  вище електродного потенціалу анода.

Таким чином, підбираємо для цієї мети будь-яку гальванічну пару, електродний потенціал якої нижче електродного потенціалу мідного електрода, наприклад,  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$ :

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В}; \quad E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0}^0 = -0,44 \text{ В.}$$

Залізний електрод виконує стосовно мідного електрода роль анода.

Схема отриманого гальванічного елемента наступна:



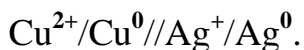
Процеси, що відбуваються на електродах:



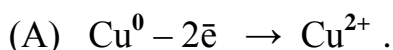
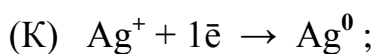
2 Мідний електрод відіграє роль анода, якщо для катода підібрана така гальванічна пара, електродний потенціал якої вище електродного потенціалу пари  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ , наприклад,  $\text{Ag}^+/\text{Ag}^0$ :

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0}^0 = 0,799 \text{ В.}$$

Схема отриманого гальванічного елемента наступна:

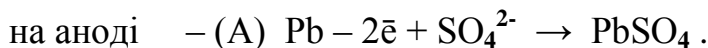
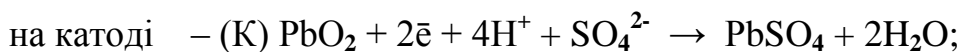


Процеси, що відбуваються на електродах:



**Задача 6.** Розрахувати ЕРС свинцевого акумулятора, що складається із шести банок, з'єднаних послідовно.

**Рішення.** Розрахуємо ЕРС однієї банки свинцевого акумулятора. При розрядці акумулятора відбуваються наступні процеси:



Для кожної з електродних напівреакцій знаходимо в довіднику значення стандартних електродних потенціалів:

$$E^0_{\text{анод}} = -0,356 \text{ В};$$

$$E^0_{\text{кат}} = +1,68 \text{ В};$$

$$\text{ЕРС} = E^0_{\text{кат}} - E^0_{\text{анод}} = 1,68 - (-0,356) = 2,04 \text{ В}.$$

Електрорушійна сила шести послідовно з'єднаних банок буде дорівнювати

$$\text{ЕРС} = 2,04 \cdot 6 = 12,24 \text{ В}.$$

#### 4.11.2 Задачі для самостійного рішення

1 У якому напрямку будуть переміщатися електрони дротом, що з'єднає полюси гальванічних елементів:

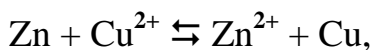
- 1)  $\text{Mg}/\text{Mg}(\text{NO}_3)_2//\text{Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{Pb}$ ;    2)  $\text{Pb}/\text{Pb}(\text{NO}_3)_2//\text{Cu}(\text{NO}_3)_2/\text{Cu}$ ;  
3)  $\text{Cu}/\text{Cu}(\text{NO}_3)_2//\text{AgNO}_3/\text{Ag}$  ?

2 Розрахувати ЕРС гальванічного елемента, утвореного нікелевим електродом, зануреним у 0,1 М розчин  $\text{NiSO}_4$ , і мідним електродом, зануреним у 0,2 М розчин  $\text{CuSO}_4$ . Виразити молекулярним та іонним рівняннями реакцію, що відбувається при роботі гальванічного елемента.

3 Скласти два гальванічних елемента, в одному з яких нікель був би катодом, а в іншому – анодом. Написати рівняння реакцій, що відбуваються при роботі цих елементів, указати величину ЕРС при стандартних умовах.

4 Розрахувати ЕРС гальванічного елемента, у якому при 298 К установилася рівновага:  $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$ , якщо  $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}$  моль/л,  $[\text{Ag}^+] = 10^{-3}$  моль/л.

5 Визначити концентрацію іонів  $\text{Cu}^{2+}$  у розчині, якщо при 298 К ЕРС гальванічного елемента, у якому установилася рівновага:



дорівнює 1,16 В, а  $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-2}$  моль/л.

## 4.12 ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ І РОЗПЛАВІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

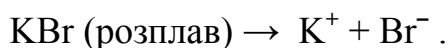
### ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ

#### 4.12.1 Типові задачі з рішеннями

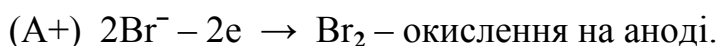
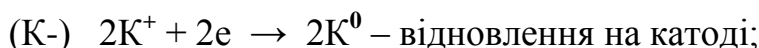
**Задача 1.** Описати анодний і катодний процеси електролізу розплавів наступних іонних сполук: KBr, LiCl,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , NaBr.

**Приклад 1.** Записати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розплаву KBr.

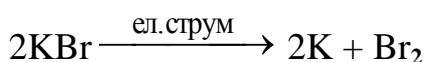
**Рішення.** У розплавленій масі відбувається термічна іонна дисоціація цієї речовини:



Процеси, що відбуваються на електродах, наступні:

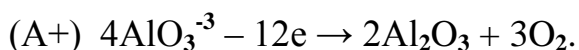
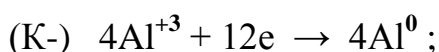


Сумарний процес:

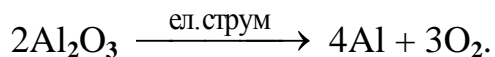


**Приклад 2.** Описати процеси, що відбуваються при електролізі розплаву  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Рішення.** Його термічна іонна дисоціація:



## Сумарний процес



**Задача 2.** Описати анодний і катодний процеси електролізу водних розчинів іонних сполук (електроди інертні):  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ . Пояснити процеси, що відбуваються, застосовуючи потенціали розкладання і правило порядку розрядки часток при електролізі.

**Приклад 1.** Як протікає електроліз розчину  $\text{HBr}$  ?

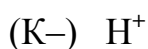
**Рішення.** При електролізі розчинів варто враховувати дисоціацію води. Електролітична дисоціація  $\text{HBr}$ :



Електролітична дисоціація води:



Позитивно заряджені частки (катіони) направляються до катода, а негативно заряджені частки (аніони) - до анода:

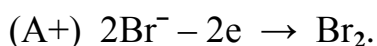
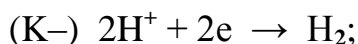


На катоді відбувається відновлення катіонів  $\text{H}^+$ , а на аноді – окислювання тієї частки, відновні властивості якої найбільш сильні, тобто частки, що має найбільш низький потенціал розкладання, такою часткою є  $\text{Br}^-$ , тому що

$$E_{\text{розкл}, \text{Br}^-} = 1,09 \text{ В};$$

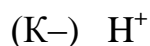
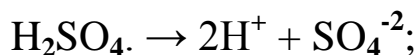
$$E_{\text{розкл}, \text{OH}^-} = 1,7 \text{ В}.$$

Таким чином, окислюються іони  $\text{Br}^-$ :



**Приклад 2.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

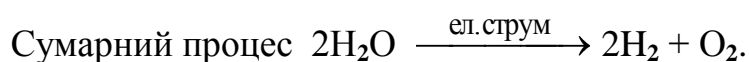
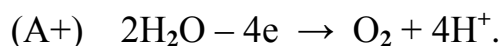
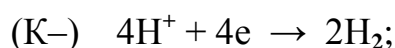
**Рішення.** Частки в розчині наступні:



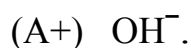
$$E_{\text{розкл. OH}^-} = 1,7 \text{ В};$$

$$E_{\text{розкл. SO}_4^{-2}} = 2,7 \text{ В}.$$

Окислюватися на аноді повинні аніони  $\text{OH}^-$ , але тому що їхня концентрація в сильно кислому середовищі дуже низька, то дійсно окислюються молекули води:



**Приклад 3.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі розчину  $\text{KOH}$ .



На катоді відбувається відновлення тієї частки, окислювальні властивості якої найбільш сильні, тобто частки, що має найвищий потенціал розкладання.

Звичайно потенціал розкладання на катоді визначають у кожному конкретному випадку з урахуванням концентрації часток і перенапруги, що залежить від багатьох факторів і, зокрема, від матеріалу електрода.

Перенапряга виділення металів мала ( $\eta \rightarrow 0$ ), за винятком Fe і Ni ( $\eta_{\text{Fe,Ni}} = 0,1 - 0,3 \text{ В}$ ). Припускаємо, що концентрація іонів  $\text{OH}^-$  дорівнює  $10^{-1}$  моль/л, і знаходимо в досліджуваному випадку у водяному розчині лугу концентрацію іонів  $\text{H}^+$ :

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13} \text{ моль/л.}$$

Розраховуємо електродний потенціал гальванічної пари  $2\text{H}^+/\text{H}_2$ :

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [\text{H}^+]^2 = \frac{0,058}{2} \cdot 26 = -0,754 \text{ В.}$$

Навіть з урахуванням найбільшої перенапряги виділення водню на свинці ( $\eta_{\text{H}_2}^{\text{Pb}} = 1,23 \text{ В}$ ) при використанні свинцевого катода потенціал розкладання водню буде наступним:

$$E_{\text{розкл}} = E - \eta ;$$

де  $E$  – електродний потенціал, В;  $\eta$  – перенапряга, В.

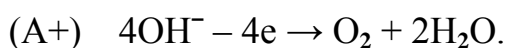
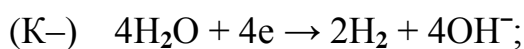
$$E_{\text{розкл,H}^+} = -0,754 - 1,23 = -1,984 \text{ В,}$$

Стандартний електродний потенціал калію  $E_{\text{K}^+/\text{K}} = -2,98 \text{ В}$ , його потенціал розкладання буде близький до стандартного потенціалу через незначну величину перенапряги.

Таким чином, на катоді буде відновлюватися іон водню.

У загальному випадку, при електролізі з урахуванням перенапряги виділення водню, водень може знаходитися в ряді напруг металів між Al і Mn, тому, з водяних розчинів не можуть бути відновлені метали, які розташовані на початку ряду напруг металів (лужні та луго-земельні метали до Al включно).

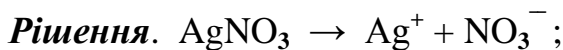
Через низьку концентрацію іонів водню відновленню підлягають у дійсності молекули води:







**Приклад 4.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину  $\text{AgNO}_3$ .



(К-)  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{H}^+$ , відновленню підлягає іон срібла, тому що його потенціал розкладання вище, ніж у водню:

$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}^0} = 0,799 \text{ В.}$$

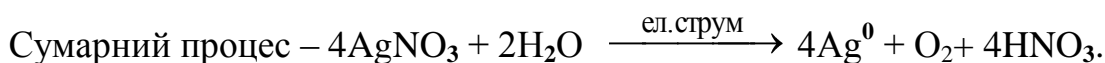
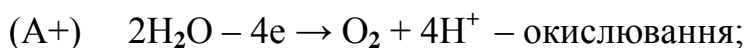
Для нейтрального середовища  $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  моль/л;

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41 \text{ В,}$$

якщо врахувати перенапругу, то потенціал розкладання водню буде ще нижче.

(А+)  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{OH}^-$ , повинні підлягати електролізу аніони  $\text{OH}^-$ , тому що  $E_{\text{разл,OH}^-} = 1,7 \text{ В,}$   $E_{\text{розкл,NO}_3^-} = 2,0 \text{ В,}$   
тобто  $E_{\text{разл,OH}^-} < E_{\text{розкл,NO}_3^-}$ .

У дійсності окислюються молекули  $\text{H}_2\text{O}$  через низьку концентрацію аніонів  $\text{OH}^-$ ;  $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л:



**Приклад 5.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину  $\text{KBr}$ .

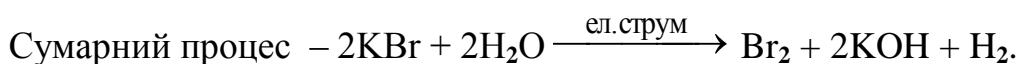
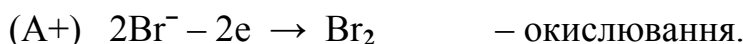
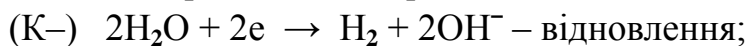


(К-)  $\text{K}^+$ ,  $\text{H}^+$ , відновлюється  $\text{H}^+$ , тому що  $E_{\text{розкл,H}^+} > E_{\text{K}^+/\text{K}}$ .

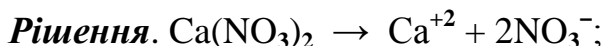
У дійсності відновлюються молекули  $\text{H}_2\text{O}$  через низьку концентрацію іонів  $\text{H}^+$  у воді.



тому що  $E_{\text{розкл,Br}^-} > E_{\text{розкл,OH}^-}$ , то окислюються аніони  $\text{Br}^-$ .

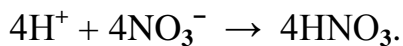
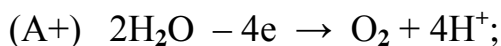
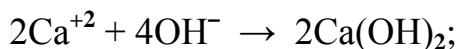
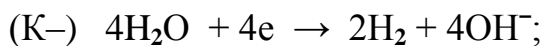


**Приклад 6.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

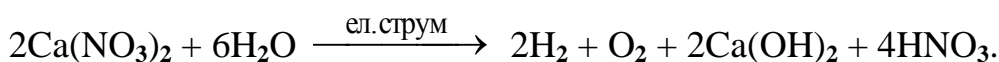


(K-)  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{H}^+$ , тому що  $E_{\text{розкл,H}^+} > E_{\text{Ca}^{+2}/\text{Ca}^0}$ , то повинні відновлюватися іони  $\text{H}^+$ , але через їхню низьку концентрацію у воді електролізу підлягають молекули води.

(A+)  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{OH}^-$ , тому що  $E_{\text{розкл,OH}^-} < E_{\text{розкл,NO}_3^-}$ , то розкладаються іони  $\text{OH}^-$ , а точніше, молекули  $\text{H}_2\text{O}$  за причиною, що була наведена раніше.



Сумарний процес:



**Приклад 7.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину  $\text{CuCl}_2$ .

**Рішення.**  $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{Cl}^-$ ;

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ ;

(К-)  $\text{Cu}^{+2}$ ,  $\text{H}^+$ , електролізу, безумовно, підлягають катіони  $\text{Cu}^{+2}$ ;

(А+)  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ , електролізу підлягають аніони  $\text{Cl}^-$

(К-)  $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ ;

(А+)  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ .

Сумарний процес –  $\text{CuCl}_2 \xrightarrow{\text{ел. струм}} \text{Cu}^0 + \text{Cl}_2$ .

**Задача 3.** Написати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водних розчинів електролітів з розчинним анодом.

**Приклад.** Записати рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водного розчину  $\text{CuSO}_4$  з мідним анодом.

**Рішення.** У водному розчині  $\text{CuSO}_4$  маємо:

$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{+2} + \text{SO}_4^{-2}$ ;

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ ;

(К-)  $\text{Cu}^{+2}$ ,  $\text{H}^+$ ;

(А+)  $\text{SO}_4^{-2}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cu}^0$  (частки матеріалу анода).

На катоді відбувається відновлення іонів міді:

$E_{\text{розкл}, \text{H}^+} > E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}^0}$ ;

на аноді – окислення міді:

$E_{\text{розкл}, \text{SO}_4^{-2}} > 2 \text{ В}$ ,

$E_{\text{розкл}, \text{OH}^-} = 1,7 \text{ В}$ ,

$E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}^0} = 0,377 \text{ В}$ .

У міді найнижчий електродний потенціал, тому окислюється мідь:

(К-)  $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ ;

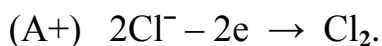
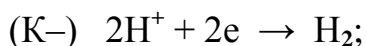
(А+)  $\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{+2}$ .

Вивчений процес електролізу є промисловим методом рафінування міді.

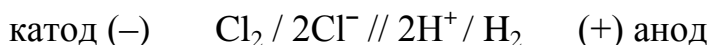
**Задача 4.** Розрахувати теоретичну напругу розкладання розчину електроліту певної концентрації.

**Приклад.** Розрахувати теоретичну напругу розкладання  $U_{(\text{розкл.теор})}$  0,01 М розчину HCl.

**Рішення.** Теоретична напруга розкладання – це ЕРС гальванічного елемента з протилежним напрямком струму, що утворюється під час електролізу. Електродні процеси при електролізі HCl такі ж, як у попередній задачі:



Таким чином, має місце утворення гальванічного елемента:



Розрахуємо редокс-потенціали кожної гальванічної пари:

$$E_{2H^+/H_2} = E_{2H^+/H_2}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [H^+]^2,$$

$$E_{2H^+/H_2}^0 = 0,0 \text{ В}, \quad n = 2,$$

$$[H^+] = [HCl], \quad i = 1.$$

для спрощення беремо  $\alpha = 1$ .

$$[H^+] = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$[Cl^-] = 0,01 \text{ моль/л}.$$

$$E_{2H^+/H_2} = 0,0 + \frac{0,058}{n} \lg 0,01^2 = -0,116 \text{ В}.$$

$$E_{Cl_2/2Cl^-} = E_{Cl_2/2Cl^-}^0 + \frac{0,058}{n} \lg [Cl^-]^2, \quad n = 2.$$

$$E_{Cl_2/2Cl^-}^0 = 1,359 \text{ В}.$$

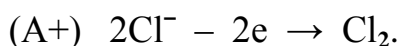
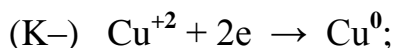
$$E_{Cl_2/2Cl} = 1,359 + \frac{0,058}{2} \lg 0,01^2 = 1,24 \text{ В}.$$

$$U_{\text{розкл.теор}} = \text{ЕРС} = E_{\text{кат}} - E_{\text{анод}} = 1,243 + 0,116 = 1,359 \text{ В}.$$

**Задача 5.** Провести розрахунки за законами електролізу.

**Приклад.** Через водяний розчин хлориду міді (II) пропускають постійний струм силою 3 А на протязі 6 годин. Визначити масу міді, що утвориться на катоді, і об'єм хлору, який виділиться на аноді (н.у.), якщо вихід за струмом дорівнює 75 %.

**Рішення.** Електродні процеси електролізу  $\text{CuCl}_2$ :



Відповідно до об'єднаної формули законів Фарадея

$$m = \frac{E I \tau R_i}{96487},$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{E_{\text{Cu}} I \tau R_i}{96487} = \frac{31,77 \cdot 3 \cdot 6 \cdot 3600 \cdot 0,75}{96487} = 16 \text{ г};$$

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{I \tau R_i V_M}{n \cdot 96487} = \frac{3 \cdot 6 \cdot 3600 \cdot 22,4 \cdot 0,75}{2 \cdot 96487} = 5,64 \text{ л}.$$

#### 4.12.2 Задачі і вправи для самостійного рішення

1 Записати катодні й анодні процеси електролізу водяних розчинів:

а)  $\text{NaCl}$  на вугільному аноді;

б)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  на платиновому аноді;

в)  $\text{ZnSO}_4$  на цинковому аноді;

г)  $\text{CaCl}_2$  на вугільному аноді;

д)  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  одночасно на вугільних електродах.

2 Електроліз розчину сульфату цинку проводили з нерозчинним анодом протягом 6,7 годин, у результаті чого виділилося 5,6 л кисню, обмірюваного при н.у. Розрахувати силу струму і кількість висадженого цинку при виході його за струмом 70 %.

3 Розрахувати теоретичну напругу розкладу 2 н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

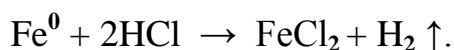
## 4.13 КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. МЕТОДИ ЗАХИСТУ

### МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

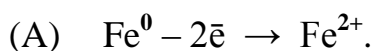
#### 4.13.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Залізна пластинка занурюється в розведений розчин HCl. Спостерігається виділення водню з її поверхні. Якщо доторкнутися до цієї пластинки мідним дротом, водень починає виділятися з поверхні мідного дроту, хоча залізо продовжує розчинятися, причому більш інтенсивно. Пояснити це явище. Написати катодний і анодний процеси електрохімічної корозії. Указати продукт корозії.

**Рішення.** При зануренні залізної пластинки в розчин HCl відбувається гетерогенна ОВ реакція:



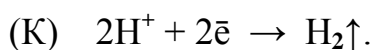
При торканні заліза міддю утвориться короткозамкнений гальванічний елемент, що складається з залізного і мідного електродів, занурених у розчин електроліту. Мідний електрод відіграє роль катода, тому що він має більш високий електродний потенціал. На катоді повинен протікати процес відновлення, а на аноді – залізній пластинці – процес окислювання:



Таким чином, залізо продовжує розчинятися, причому швидкість електрохімічного процесу вище, ніж швидкість звичайного окислювально-відновного процесу.

На катоді відбувається деполяризація, тобто процес відновлення надлишком електронів, будь-яких часток, які називаються деполяризатором.

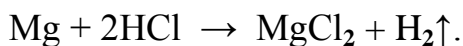
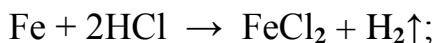
У кислому середовищі роль деполяризатора грають катіони водню.



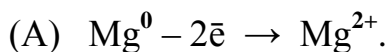
Таким чином, водень виділяється з поверхні міді, незважаючи на відсутність взаємодії HCl з нею. Продукт корозії – FeCl<sub>2</sub>.

**Задача 2.** Дві пластинки – одна залізна, а інша магнієва – занурені роздільно в розведену соляну кислоту. Що зміниться, якщо з'єднати обидві пластинки ?

**Рішення.** Обидві пластинки, що знаходяться окремо в розведеній HCl, будуть реагувати з нею з виділенням водню, тому що Fe і Mg знаходяться у ряді напруг до водню:



При об'єднанні пластин утворюється короткозамкнений гальванічний елемент, і протікає електрохімічна корозія. Магній, будучи більш активним металом, відіграє роль анода. На аноді відбувається процес окислювання:



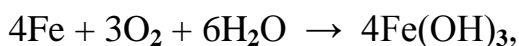
На катоді – залізній пластинці – буде відбуватися воднева деполяризація: (К)  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow$ .

Таким чином, при зіткненні двох пластин спостерігається посилення виділення водню з поверхні заліза, хоча руйнування заліза різко зменшується, а активізується процес руйнування магнієвої пластини. Виділення водню з поверхні магнію різко зменшується.

**Задача 3.** Кладуть в одну склянку, що містить сольовий розчин, шматочок чистого заліза, а в іншу склянку, що містить той самий сольовий розчин, шматочок заліза, з'єднаний зі шматочком свинцю. В обидві склянки є доступ кисню повітря. Через кілька днів визначають концентрацію іонів заліза в обох склянках. У якій склянці концентрація іонів заліза буде більше ?

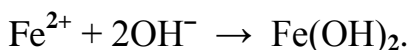
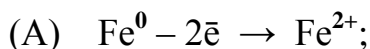
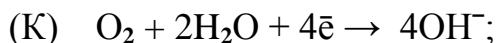
**Рішення.** Кисень розчиняється у водяному розчині. Залізо, занурене в сольовий розчин, у присутності розчиненого кисню буде піддаватися корозії, хоча і повільно, тому що залізо чисте, а чисті метали повільно кородують (звичайно присутність домішок у залізі (чавуні) різко збільшує швидкість корозії).

Процес корозії чистого заліза можна навести наступною схемою:



де  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – один із компонентів іржі.

Залізо в контакті з менш активним свинцем відіграє роль анода і підлягає електрохімічній корозії з кисневою деполяризацією на свинцевому катоді:



$Fe(OH)_2$  легко окислюється до  $Fe(OH)_3$ . Таким чином, продуктом корозії є  $Fe(OH)_3$ :



Швидкість електрохімічної корозії набагато вище швидкості хімічної корозії, тому в склянці, що містить залізо, з'єднане зі свинцем, концентрація іонів заліза  $Fe^{3+}$  буде вище, ніж у склянці з чистим залізом.

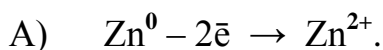
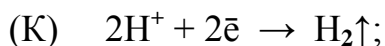
**Задача 4.** Описати процеси електрохімічної корозії, що протікають на оцинкованому залізі при наявності тріщин у захисному шарі:

а) у кислому середовищі;

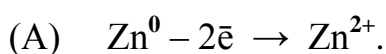
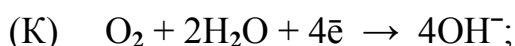
б) у нейтральному середовищі в присутності кисню.

**Рішення.** Покриття заліза цинком відноситься до анодних покриттів, тому що метал покриття більш активний, ніж метал, що захищається. У випадку протікання електрохімічної корозії метал покриття відіграє роль анода.

У кислому середовищі на поверхні катода, тобто на поверхні заліза, протікає воднева деполяризація:



У нейтральному середовищі в присутності кисню на поверхні катода (заліза) протікає киснева деполяризація:



Продуктом корозії, що утворюється за реакцією  $Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$ , є гідроксид цинку.



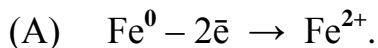
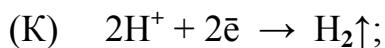
**Задача 5.** Описати процеси електрохімічної корозії, які відбуваються на хромованому залізі при наявності тріщин у захисному шарі:

а) у кислому середовищі;

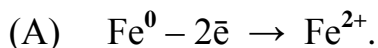
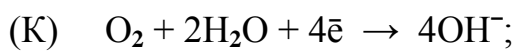
б) у нейтральному середовищі в присутності кисню.

**Рішення.** Покриття заліза хромом відноситься до катодних покриттів, тому що метал покриття менш активний, ніж метал, що захищається. У випадку протікання електрохімічної корозії менш активний метал відіграє роль катода. Метал, що захищається, відіграє роль анода, тобто піддається руйнуванню.

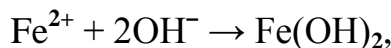
У кислому середовищі на поверхні катода, тобто на поверхні хрому, протікає воднева деполяризація:



У нейтральному середовищі в присутності кисню на поверхні катода (хрому) протікає киснева деполяризація:



Продуктом корозії є  $Fe(OH)_2$ , що утворюється за реакцією:



На повітрі  $Fe(OH)_2$  окислюється до  $Fe(OH)_3$ :



**Задача 6.** Пояснити, чому в сталевій судині застійна зона піддається інтенсивній корозії (нейтральне середовище в присутності кисню повітря), тоді як у цинковій судині, навпаки, застійна зона піддається корозії в незначному ступені.

**Рішення.** Інтенсивність (швидкість) електрохімічної корозії залежить від ЕРС короткозамкненого елемента, що утвориться. Чим більше величина ЕРС, тим більш інтенсивна електрохімічна корозія.

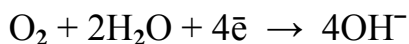
Для електрохімічної корозії ЕРС розраховується аналогічно розрахунку ЕРС гальванічного елемента:

$$EPC = E_{\text{кат}} - E_{\text{анод}},$$

де  $E_{\text{кат}}$  – електродний потенціал електродної напівреакції деполяризації;

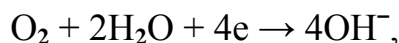
$E_{\text{анод}}$  – електродний потенціал металу, що піддається руйнуванню.

Для електродної напівреакції кисневої деполяризації:



$$E_{\text{кат}} = E_{\text{кат}}^0 + \frac{0,058}{4} \lg \frac{[O_2]}{[OH^-]^4}.$$

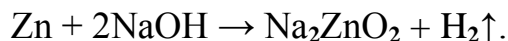
У зоні, яка підпадає під вплив кисню, електродний потенціал катодних ділянок буде вище, ніж у застійній зоні (концентрація кисню в розчині знаходиться в чисельнику). Таким чином, у початковий момент ЕРС мікрогальваноеlementів у зоні, що підлягає впливу кисню, буде вище, ніж ЕРС мікрогальваноеlementів у застійній зоні, і тому корозія анодних ділянок у зонах, що підлягають впливу кисню, буде значною. Ця корозія в початковий момент призводить до накопичення аніонів  $OH^-$  за реакцією:



тобто до збільшення рН. Відомо, що в лужному середовищі залізо пасивується. Таким чином, у наступний момент корозія в зонах, що підлягають впливу кисню, припиняється, тоді як у застійних зонах вона продовжується.

Тому застійні зони сталевих судин піддаються інтенсивній корозії.

У судині з цинку корозія зон, що підлягають впливу кисню, завжди буде дуже інтенсивною, тому що лужне середовище не пасивує цинк, а навпаки, сприяє його руйнуванню:



В даному разі застійна зона корозії піддається менше, ніж та, що аерується.

#### 4.13.2 Задачі для самостійного рішення

1 У якому випадку корозія заліза буде протікати інтенсивніше: при ушкодженні покриття лудженого заліза чи оцинкованого?

2 Мідь не витискує водень з розведених кислот. Чому? Однак, якщо до мідної пластинки, зануреної у кислоту, доторкнутися цинковою, то на міді

починається бурхливе виділення водню. Пояснити це явище, склавши рівняння анодного і катодного процесів.

3 Якщо на сталевий предмет нанести краплю води, то корозії піддається середня, а не зовнішня частина змоченого металу. Після висихання краплі в її центрі з'являється пляма іржі. Чим це можна пояснити? Яка ділянка металу, що знаходиться під краплею води, є анодом і яка є катодом? Скласти рівняння відповідних процесів.

4 У розчин соляної кислоти занурили цинкову пластинку, частково вкриту нікелем. У якому випадку процес корозії цинку відбувається інтенсивніше?

5 Який метал може служити протектором при захисті заліза від корозії у водному розчині з  $\text{pH} = 10$  при контакті з повітрям? Написати рівняння реакцій даних процесів.

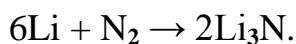
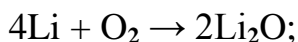
6 Алюміній склеплений з міддю. Який з металів буде піддаватися корозії у кислому середовищі? Скласти схему гальванічного елемента, що утвориться при цьому. Розрахувати ЕРС і  $\Delta G_{298}^0$  цього елемента при стандартних умовах.

## 4.14 ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

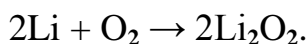
### 4.14.1 Типові задачі з рішеннями

**Задача 1.** Написати рівняння реакцій окислювання наступних лужних металів: Li, Na, K – в атмосфері повітря при звичайній та високій температурах.

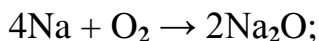
**Рішення.** Лужні метали знаходяться на початку ряду напруг металів. Так як вони є найбільш активними, то вони легко окислюються киснем повітря вже при звичайних температурах. Однак для кожного з зазначених металів є свої особливості. Літій вже при звичайних температурах реагує як з киснем повітря, так і з другим компонентом повітря - азотом, з утворенням відповідно оксиду й нітриду літію:



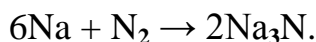
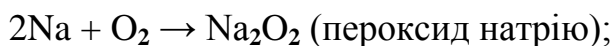
При високих температурах замість оксиду літію утвориться пероксид літію:



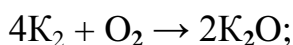
Натрій: а) при звичайній температурі –



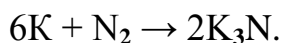
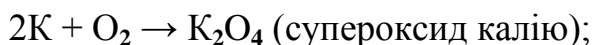
б) при високих температурах –



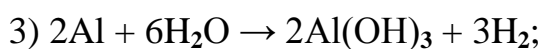
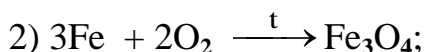
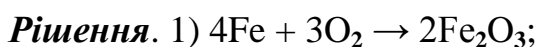
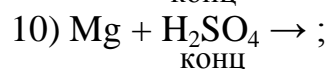
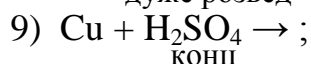
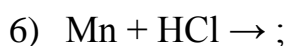
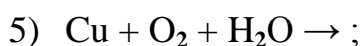
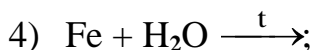
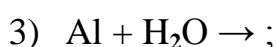
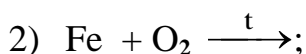
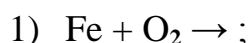
Калій: а) при звичайній температурі –

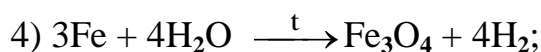


б) при високих температурах –

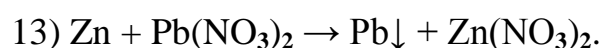
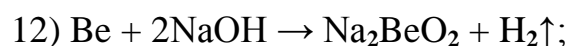
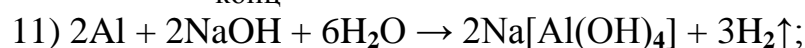
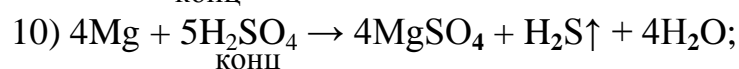
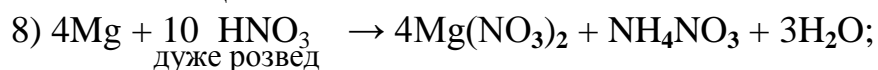
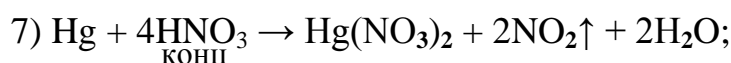
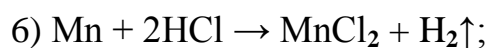
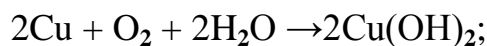
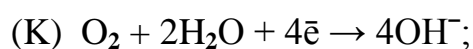
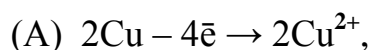


**Задача 2.** Ґрунтуючись на знаннях загальних хімічних властивостей металів, написати рівняння наступних хімічних реакцій:



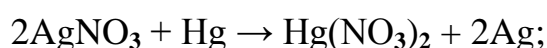
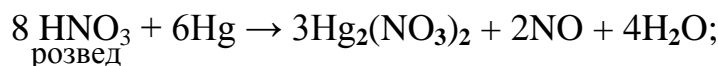


5) Електрохімічна корозія міді з кисневою деполяризацією:



**Задача 3.** З якими з наступних речовин може реагувати ртуть:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$  ?

розвед



**Задача 4.** Серед металів  $\text{Na}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Zn}$  знайти найбільш і найменш сильний відновник:

а) у водних середовищах;

б) у неводних середовищах.

**Рішення.** У водних середовищах кількісною характеристикою відновних властивостей металу є величина його електродного потенціалу.

Для досліджуваних металів величини стандартних електродних потенціалів наступні:

$$E_{\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}^0}^0 = -2,87 \text{ В}; \quad E_{\text{Na}^+/\text{Na}^0}^0 = -2,71 \text{ В};$$

$$E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0}^0 = -2,37 \text{ В}; \quad E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0}^0 = -1,66 \text{ В};$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0}^0 = -0,76 \text{ В}.$$

Найбільш низький електродний потенціал у кальцію, це означає, що він найбільш сильний відновник у водних середовищах, а найбільш високий електродний потенціал у цинку, тому він найбільш слабкий відновник серед перелічених металів.

У неводних середовищах кількісною характеристикою відновних властивостей металу є величина його енергії іонізації.

Величини енергій іонізації даних металів знаходимо в довіднику:

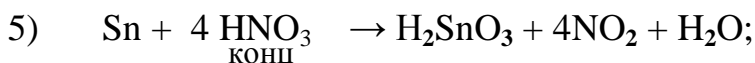
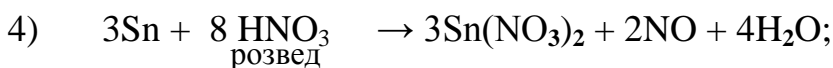
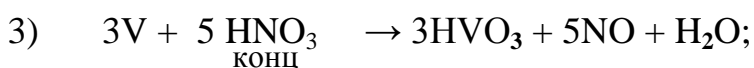
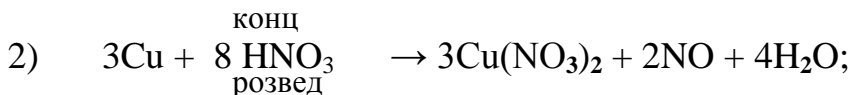
$$E_{i,\text{Na}} = 5,14 \text{ eВ}; \quad E_{i,\text{Al}} = 5,98 \text{ eВ}; \quad E_{i,\text{Ca}} = 6,11 \text{ eВ};$$

$$E_{i,\text{Mg}} = 9,39 \text{ eВ}; \quad E_{i,\text{Zn}} = 9,39 \text{ eВ}.$$

Найбільш низька енергія іонізації (іонізаційний потенціал) у натрію – найдужчого відновника з перерахованих металів, найбільш висока енергія іонізації у цинку – самого слабого відновника.

**Задача 5.** Скласти й зрівняти за допомогою електронного балансу ОВ реакції.

**Рішення.** Нижче наводяться рівняння вже складених і зрівняних реакцій:



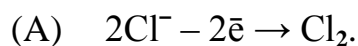
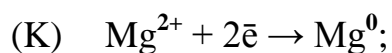
- 6)  $3\text{Tc} + 7 \underset{\text{конц}}{\text{HNO}_3} \rightarrow 3\text{HTcO}_4 + 7\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O};$
- 7)  $\text{Pb} + 4 \underset{\text{конц}}{\text{HNO}_3} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
- 8)  $\text{Hg} + 4 \underset{\text{конц}}{\text{HNO}_3} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
- 9)  $3\text{Hg} + 8 \underset{\text{розвед}}{\text{HNO}_3} \rightarrow 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O};$
- 10)  $\text{W} + 2 \underset{\text{конц}}{\text{HNO}_3} + 8\text{HF} \rightarrow \text{H}_2[\text{WF}_8] + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O};$
- 11)  $\text{Ti} + 6\text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{TiF}_6 + 2\text{H}_2\uparrow;$
- 12)  $3\text{Ti} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HF} \rightarrow 3\text{H}_2[\text{TiF}_6] + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O};$
- 13)  $3\text{Zr} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HCl} \rightarrow 3\text{H}_2[\text{ZrCl}_6] + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O};$
- 14)  $3\text{Pt} + 4\text{HNO}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 3\text{PtCl}_4 + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O};$
- 15)  $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O};$
- 16)  $\text{Cr} + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O};$
- 17)  $\text{Mo} + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MoO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O};$
- 18)  $4\text{Nb} + 5\text{O}_2 + 12\text{KOH} \rightarrow 4\text{K}_3\text{NbO}_4 + 6\text{H}_2\text{O};$
- 19)  $\text{Os} + \text{KClO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{OsO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$
- 20)  $\text{Pb} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow;$
- 21)  $\text{Ge} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6];$
- 22)  $5\text{Zn} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O};$
- 23)  $4\text{Au} + \text{O}_2 + 8\text{KCN} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] + 4\text{KOH}.$

**Задача 6.** Яким методом можна отримати металевий магній ?

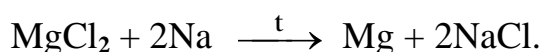
**Рішення.** Магній – це дуже активний метал, його електродний потенціал

$$E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0} = -2,37 \text{ В.}$$

Магній можна отримати електролізом, але не водних розчинів солей магнія, а електролізом розплавів його солей, наприклад, електролізом розплаву  $\text{MgCl}_2$ :



Магній також може бути отриманий металотермією при використанні будь-якого металу, хімічна спорідненість якого до атома, з яким він буде зв'язаний, вище, ніж у магнію, наприклад:



Доведемо можливість використання Na:

$$\Delta G_{298, \text{MgCl}_2}^0 = -141,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, \text{NaCl}}^0 = -384,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298, p}^0 = 2\Delta G_{298, \text{NaCl}}^0 - \Delta G_{298, \text{MgCl}_2}^0 =$$

$$= 2(-384,5) + 141,4 = -627,6 \text{ кДж}.$$

Тому що  $\Delta G_{298p}^0 < 0$ , то реакція термодинамічно можлива. Металевий натрій може бути використаний для одержання металевого магнію з  $\text{MgCl}_2$ .

**Задача 7.** При змішуванні розплавлених мас магнію і свинцю утвориться інтерметалева сполука, що містить 81 % Pb. Яка її формула ?

**Рішення.**  $\text{Mg}_x\text{Pb}_y$  – формула в загальному виді інтерметалевої сполуки. Коефіцієнти  $x$  і  $y$  знаходимо наступним чином:

$$x : y = \frac{\% \text{ Mg}}{M_{\text{Mg}}} : \frac{\% \text{ Pb}}{M_{\text{Pb}}};$$

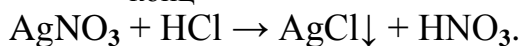
$$x : y = \frac{19}{24,3} : \frac{81}{207,2} = 0,782 : 0,391 = 2:1.$$

Формула інтерметалевої сполуки –  $\text{Mg}_2\text{Pb}$ .



**Задача 8.** Для визначення відсоткового вмісту срібла в старій монеті розчинили 0,3 г цієї монети в концентрованій  $\text{HNO}_3$ . Потім з отриманого розчину срібла осадили розчином соляної кислоти у виді осаду  $\text{AgCl}$ . Маса осаду дорівнює 0,199 г. Який вміст срібла у монеті ?

**Рішення.** Рівняння хімічних реакцій, що відбуваються в ході аналізу, наступні:



Відповідно до рівнянь цих двох реакцій 1 моль  $\text{Ag}$  утворить 1 моль  $\text{AgCl}$ .

Розрахуємо масу срібла, що відповідає 0,199 г  $\text{AgCl}$ :

$$m_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{AgCl}} \cdot M_{\text{Ag}}}{M_{\text{AgCl}}} = \frac{0,199 \cdot 108}{143,5} = 0,15 \text{ г.}$$

Розрахуємо відсоток вмісту срібла у монеті:

$$\% \text{Ag} = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot 100\%}{m_{\text{монети}}} = \frac{0,15 \cdot 100}{0,30} = 50 \text{ \%}.$$

#### 4.14.2 Задачі для самостійного рішення

1 Скласти молекулярне і скорочене іонне рівняння взаємодії розведеної азотної кислоти з металами: міддю, цинком, кальцієм.

2 Написати молекулярні й іонні рівняння взаємодії концентрованої сірчаної кислоти з металами: міддю, алюмінієм, залізом. Вказати умови протікання реакцій.

3 З якими з речовин може реагувати алюміній:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{S}$  ? Скласти рівняння можливих реакцій.

4 Розташувати дані метали у послідовності зменшення відновної активності у водному середовищі: Cu, Zn, Fe, Sn, Hg, Ca, Mg, Au, Na.

5 Чи можна отримати Ni (  $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 - 0,25 \text{ В}$  ) такими засобами: шляхом електролізу водного розчину; карботермією; алюмотермією? Відповідь підтвердити необхідними розрахунками.

6 Визначити відсотковий склад суміші, яка утворена з порошоків алюмінію, магнію і піску, якщо відомо, що при обробці 2,5 г суміші розчином їдкого натру виділяється 1,12 л  $\text{H}_2$  (н.у.), а при обробці такої ж кількості суміші соляної кислотою – 2,24 л водню.

7 При взаємодії 8 г суміші заліза і магнію із соляною кислотою виділилося 4,48 л  $\text{H}_2$  (н.у.). Скільки грамів заліза і магнію містилося в суміші?

8 Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



9 У розчин  $\text{AgNO}_3$  занурена мідна пластинка масою 9,547 г. Через деякий час пластинка була вийнята з розчину, промита, висушена й зважена. Маса її дорівнювала 9,983 г. Скільки срібла виділилося на пластинці ?

10 Скільки потрібно 34 %-го розчину азотної кислоти ( $\rho = 1,21 \text{ г/мл}$ ) для розчинення 100 г срібла ?

## ЛІТЕРАТУРА

- 1 Методические указания к изучению классов неорганических веществ, выполнению упражнений и решению задач по основным понятиям и законам химии / Сост. А.П. Авдеенко. – Краматорск: КИИ, 1990. – 74 с.
- 2 Общие закономерности химических процессов / Сост. А.П. Авдеенко. – Краматорск: КИИ, 1976. – 87 с.
- 3 Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Химия» (для студентов механических специальностей вуза) / Сост.: Л.В. Семенякова, А.А. Кузнецов, А.П. Авдеенко, В.И. Скрипец. – Краматорск: КИИ, 1989. – 84 с.
- 4 Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия». Работы № 1...7 / Сост.: А.П. Авдеенко. – Краматорск: ДГМА, 1998. – 56 с.
- 5 Методические указания к практическим занятиям по дисциплине «Химия». Работы № 8...14 / Сост.: А.П. Авдеенко. – Краматорск: ДГМА, 1998. – 48 с.
- 6 Хомченко Г.П. Химия для подготовительных отделений вузов. – М.: Высш. шк., 1981. – 176 с.
- 7 Лучинский Г.П. Курс химии: Учебник для инженерно-технических (нехимических) вузов. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.
- 8 Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1985. – 704 с.

*Навчальне видання*

**АВДЄЄНКО Анатолій Петрович  
ГЛИНЯНА Наталія Михайлівна**

**ОРГАНІЗАЦІЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА  
НАД ЛЕКЦІЙНИМ КУРСОМ  
з дисципліни “Хімія” для механічних спеціальностей  
заочної форми навчання**

Редактор

І.І. Дьякова

59/2005. Підп. до друку 29.09.06

Формат 60x84/16.

Папір офсетний. Ум. друк. арк. 7.75

Обл.-вид. арк. 5.64

Тираж 220 прим. Зам. № 246

Видавець і виготівник

«Донбаська державна машинобудівна академія»

84313, м. Краматорськ, вул. Шкадінова, 72

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до державного реєстру  
серія ДК № 1633 від 24.12.2003 р.