

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ З ДИСЦИПЛІНИ  
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»  
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ  
Спеціальність «Екологія»**

**Одеса 2016**

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ З ДИСЦИПЛІНИ  
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»  
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ  
Спеціальність «Екологія»**

Затверджено на засіданні  
кафедри хімії навколишнього середовища  
протокол № 10 від 25 квітня 2016 р

**ОДЕСА – 2016**

Збірник методичних вказівок до СРС та виконання контрольної роботи з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів І курсу заочної форми навчання зі спеціальності «Екологія»

Укладачі : Шевченко С.В., ст. викладач., Васильєва М.Г., ст. викладач, Одеса, ОДЕКУ, 2016 - 94 с., укр. мова.

## **I Вступна частина**

### **1.1 Складові навчальної дисципліни**

#### **Місце і значення навчальної дисципліни**

Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» належить до природничо-наукового (фундаментального) циклу Б ОПП підготовки, напрям підготовки екологія, за спеціальністю «Екологія», рівень – вища освіта. Статус дисципліни – обов’язкова.

Хімія посідає центральне місце серед природничих наук. Вона поєднує фізичні і хімічні уявлення з біологічними і геологічними процесами, явищами живої та неживої природи. Хімічна форма руху матерії – це вища єдність фізичних форм, але вона є нижчою за біологічну. Багато хімічних перетворень відбуваються під дією фізичних факторів – теплоти, електричного струму, випромінювання тощо. Біологічні зміни обумовлені послідовними хімічними реакціями.

Основою технологічних процесів у багатьох галузях народного господарства (металургійна, медична, харчова, легка промисловість, енергетика, будівництво, електроніка, сільське господарство) є хімічні реакції.

Викладання дисципліни базується на засвоєнні природничих дисциплін в обсязі загально-освітньої програми. Знання і навички, отриманні внаслідок її засвоєння будуть використані при вивчанні наступних дисциплін: «Основи екології», «Гідрохімія», «Техноекологія», «Безпека життєдіяльності».

Загальний обсяг навчального часу, що припадає на вивчення дисципліни в I та II семестрах визначається навчальним планом підготовки, яка Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» (I, II семестр) складається з: лекцій, практичних занять, лабораторних занять, самостійної роботи студентів (СРС).

**Метою** вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» є:

- формування наукового світогляду;
- забезпечення основ екологічних знань, які необхідні для збереження природного середовища;
- визначення раціональної та безпечної поведінки в усіх галузях виробництва, культури, науки та в повсякденному житті;
- усвідомлення ролі хімії у вирішенні сировинних, енергетичних, харчових, медичних та екологічних проблем людства.

**Предметом** дисципліни є:

- формування базових знань з загальної, колоїдної та біогеохімії;

- розуміння фундаментальних основ раціонального природоко-  
ристування та охорони навколишнього середовища.

Хімія – фундаментальна наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку. В процесі вивчення хімії формується діалектичне мислення, розширюється світогляд, правильне розуміння явищ навколишнього світу, виховується екологічна культура та ерудиція.

Важливим **завданням** хімії є охорона навколишнього середовища та раціональне використання природних ресурсів.

Базові знання та вміння, які отримують студенти.

Після вивчення дисципліни студент повинен:

#### **Знати:**

- класифікацію неорганічних сполук;
- теоретичні основи будови та властивості неорганічних сполук;
- сучасні уявлення про будову речовини та хімічний зв'язок;
- склад та будову атомів елементів, хімічних сполук, їх властивості;
- періодичний закон та систему Д.І. Менделєєва;
- закономірності перебігу хімічних процесів;
- властивості розчинів неелектролітів та електролітів;
- електролітичну дисоціацію води, водневий показник;
- властивості металів та неметалів, комплексних сполук;
- окиснювально-відновні процеси;
- електрохімічні процеси, гальванічні елементи, електроліз, корозію металів у тому числі біокорозію;
- класифікацію колоїдно-дисперсних систем;
- оптичні, електро-кінетичні властивості колоїдів;
- будову міцел та коагуляцію колоїдних систем;
- компоненти, межі, особливості і властивості біосфери;

#### **Вміти:**

- за електронними формулами атомів визначати положення елементів в періодичній системі та передбачати їхні властивості та характер сполук;
- передбачати теплові ефекти реакцій та термічну стійкість сполук;
- передбачати напрямок хімічних реакцій та хімічну стійкість сполук;
- визначати швидкість хімічних реакцій;
- впливати на зсув рівноваги процесу в потрібному напрямку;
- розраховувати концентрації різних видів та перераховувати одні види концентрацій в інші;
- визначати коефіцієнти методом електронно-іонного балансу в окиснювально-відновних реакціях;
- розраховувати електродні потенціали та електрорушійну силу гальванічних елементів;
- розраховувати певну кількість речовини при електролізі;

- захищати метали та сплави від корозії;
- класифікувати колоїдно-дисперсні системи за агрегатним станом та розміром частинок;
- визначати поріг коагуляції колоїдних систем;

**Компетенції** – оволодіння базовими знаннями будови речовини різної природи та вміннями розпізнавати хімічні процеси, закономірності їх перебігу та раціонально їх використовувати для охорони навколишнього середовища.

Навчально-методичне забезпечення змістовних модулів здійснюється за допомогою підручників, навчальних посібників та методичних вказівок, які є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ та на кафедрі хімії навколишнього середовища:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: КНОРУС, 2011. – 752 с.
2. Романова Н.В. Загальна хімія – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
3. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. Навчальний посібник. Одеса – ТЕС, 2009. – 304 с.
4. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія – К.: Центр учбової літератури, 2009. – 311 с.
5. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія – Київ: Вища школа, 1991. – 284 с.
6. Герасименко Г.І. Стехіометрія. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт. Одеса - ОДЕКУ, 2010. – 64 с.
7. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Неорганічні сполуки. Класифікація. Збірник методичних вказівок до практичних робіт. Одеса – ОДЕКУ, 2008. – 93 с.
8. Герасименко Г.І. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до практичних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 51 с.
9. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 75 с.
10. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2003. – 80 с.
11. Герасименко Г.І. Електрохімія. Колоїдно-дисперсні системи. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт. – Одеса, ОДЕКУ, 2010. – 72 с.
12. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. ХІМІЯ. Збірник методичних вказівок до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I, II курсу заочного факультету напрямку підготовки 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування». - Одеса, ОДЕКУ, 2013. – 69 с.

13. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ З ХІМІЇ. Збірник методичних вказівок з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I курсу заочного факультету напрямку підготовки 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування». - Одеса, ОДЕКУ, 2013. – 108 с.

**Мета методичних вказівок** – допомогти студентам заочного факультету в організації самостійної роботи студентів (СРС) та виконанні контрольної роботи при засвоєнні основних знань з хімії та біогеохімії; формування у студентів цілісного світогляду на основі сучасних знань, щодо уяви про хімічні процеси, які відбуваються в атмосфері, літосфері, біосфері, гідросфері, про хімічний склад природних речовин та розуміння хімічних процесів, що відбуваються з ними.

Невеликий обсяг аудиторних занять ставить питання інтенсифікації навчального процесу, організації самостійної роботи студентів заочного факультету, формування в них навичок роботи з літературою, довідково-графічними і практичними матеріалами, комп'ютерною технікою тощо.

Якість підготовки майбутніх спеціалістів залежить від організації і методики самостійної роботи під час самостійного виконання контрольних робіт, що має особливе значення для ефективного процесу засвоєння знань. В збірнику методичних вказівок до організації самостійних занять та виконання контрольної роботи розглянуто найважливіші теоретичні питання і практичні завдання загальної, колоїдної хімії та, які є фундаментальною основою вивчення хімічних процесів навколишнього середовища та надані рекомендації з прикладами розв'язання типових задач.

Цей збірник методичних вказівок є практичним посібником до СРС та виконання контрольної роботи із хімії. В процесі проведення лабораторних робіт та під час аудиторних занять студенти повинні засвоїти великий обсяг фактичного матеріалу і виконати практичні завдання, які можуть бути використані під час виконання курсових і дипломних робіт та майбутньої роботи з обраної спеціальності.

До збірника введені контрольні запитання та завдання за програмою дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для державних університетів, що допоможе студентам заочного факультету більш глибоко засвоїти програмний теоретичний і практичний матеріал.

Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» надає базові знання з фізичної хімії, а також формує у студентів уявлення про нерозривну єдність і взаємозв'язок природи. Практична вагомість дисципліни складається з уміння застосовувати одержані знання та вміння у практичній роботі та вміння працювати із спеціалізованою літературою, яка описує хімічний та екологічний стан довкілля.

**Зміст розділів дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів  
І курсу заочного факультету**

***Модуль 1,2 (теоретичний), модуль 1,2 (практичний) та  
модуль лабораторний 1***

**Розділ 1. СТЕХІОМЕТРІЯ, НЕОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ, КЛАСИФІКАЦІЯ**

**1.1. Атомно-молекулярне вчення та закони хімії**

1.1. Вступ. Основні хімічні поняття

1.2. Класи неорганічних сполук, їх властивості

**Розділ 2. ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИНИ**

2.1. Електронна будова атома

2.2. Періодичний закон Д.І. Менделєєва Вплив будови атомів елементів на

їхні хімічні властивості

2.3. Природа хімічного зв'язку.

2.4. Типи взаємодії молекул.

2.5. Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук

**Розділ 3. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ**

3.1 Термохімія. Теплові ефекти реакції. Термохімічні закони

3.2 Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій Хімічна рівновага

3.3. Водні розчини. Концентрація розчинів. Водні розчини електролітів

3.4. Гідроліз солей

***Модуль 3,4 (теоретичний), модуль 3,4 (практичний) та  
модуль лабораторний 2***

**Розділ 4. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ.**

4.1 Окисно-відновні реакції

4.2. Типові окисники і відновники, еквівалент окисників і відновників.

4.3. Типи окиснювально-відновних реакцій

4.4. Гальванічні елементи. Класифікація електрохімічних процесів.

4.5. Поняття про електродні потенціали. Стандартний водневий електрод. Ряд напруги металів. Визначення електродних потенціалів. Рівняння Нернста.

4.6 Електроліз електролітів. Послідовність електродних процесів на аноді та катоді. Закони Фарадея. Вихід за током. Хімічні джерела електрики.

4.7. Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії.

4. 8. Корозія металів. Властивості s-, p-, d-металів та їх сполук.



4.9. Хімія неметалів. Сполуки Карбону, Нітрогену, Фосфору, Сульфуру, Силіцію, галогенів, Гідрогену. Проблеми водневої енергетики. Паливні елементи.

## Розділ 5. КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ

5.1. Загальна характеристика дисперсних систем

5.2. Поверхнева енергія, поверхневий натяг. Поверхнево-активні та поверхнево інактивні речовини

5.3. Оптичні властивості гетерогенних систем. Поглинання світла.

5.4. Адсорбція на поверхні розподілу фаз

5.5. Електрокінетичні явища. Стійкість та коагуляція колоїдних розчинів. Правило значності Шульце-Гарді.

### 1.2. Рекомендована література

#### *Основна література*

1. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса: «ТЕС», 2009. – 304с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия. – М: КНОРУС, 2011. - 752с.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272с.
4. Зінченко В.Ф., Федорова Г.В., Костік В.В., Шевченко В.Ф. Загальна, колоїдна та неорганічна хімія: Конспект лекцій. Одеса: «ТЕС», 2004. – 134с.
5. Костік В.В. Конспект лекцій. – Одеса: «КП ОМД», 2008. – 111с.
6. Мітрясова О.П. Загальна хімія. Хімія довкілля. – К.: Видавничий дім «Професіонал», 2009. – 336 с.
7. <http://library-odeku.16mb.com>

#### *Додаткова література*

1. Ахметов Н. С. Неорганическая химия. Изд-е 2-е, - М.: Высшая школа, 1975. – 640 с.
2. Биогеохимические методы при изучении окружающей среды: Сб. науч. статей./Под ред. Э. К. Буренкова,. Н. Ф. Челищева. – М.: ИМГРЭ, 1989. – 139 с.
3. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
4. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія: Підручник - 2-е вид., доп. і випр. К.: Центр учбової літератури, 2009. – 311 с.
5. Лидин Р.А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г.П. Неорганическая химия в вопросах. – М.: Химия, 1991. – 256 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Т., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ: Пед. преса, 2000 р.

### 1.3 Порядок виконання і оформлення контрольної роботи

Контроль поточних знань студентів заочного факультету здійснюється на основі виконання завдань контрольної роботи, а також усного опитування на лабораторних і практичних заняттях, захисту лабораторних робіт, а також заліку на третьому курсі.

Письмова контрольна робота виконується студентом самостійно і надсилається в деканат заочного факультету навчального закладу на перевірку у термін, який визначений навчальним графіком.

Контрольна робота повинна бути виконана в окремому зошиті, чітким зрозумілим почерком, охайно і у повній відповідності до особистого варіанту. Якщо контрольна робота виконана не за своїм варіантом, вона **не рецензується**.

Варіант контрольної роботи відповідає останній цифрі номера залікової книжки студента. Якщо, наприклад, номер залікової книжки студента **16248**, то студенту необхідно виконувати контрольну роботу за варіантом № 8.

Всі питання з визначення варіанта контрольної роботи вирішуються на кафедрі хімії навколишнього середовища під час настановної сесії, а номери завдань відповідних 10 варіантів контрольної роботи надані у методичному посібнику.

Умови контрольних завдань та вимоги до їх виконання, а також необхідну додаткову літературу студенти можуть знайти на сайті ОДЕКУ.

Всі умови контрольних завдань та самі завдання, що запропоновані для самостійного розв'язку студентом-заочником, необхідно записати у зошиті із обов'язковим зазначенням номера варіанту, теоретичними коментарями та посиланнями, а також списком використаної літератури. Для зауважень рецензента необхідно залишити поля або окреме місце (бажано кожне завдання починати з нової сторінки). Наприкінці роботи студент ставить свій підпис із вказівкою дати виконання контрольної роботи.

Після реєстрації виконаної контрольної роботи в деканаті заочного факультету та на кафедрі хімії навколишнього середовища, робота перевіряється викладачем та рецензується.

У випадку незаліку контрольну роботу слід виконати заново, або виправити помилки із врахуванням зауважень рецензента, після чого надіслати роботу на повторну перевірку разом із не зарахованою роботою. Робота вважається зарахованою, якщо виконано 60% завдань без зауважень.

У випадку заліку контрольної роботи, але наявності зауважень рецензента, необхідно зробити відповідні виправлення і доповнення до роботи, які слід надати в тому ж зошиті. Виправлену роботу подають на перевірку викладачу під час складання заліку.

Студенти мають змогу навчатися дистанційно. Для цього вони повинні в період настановної сесії написати заяву, одержати завдання і виконувати його поетапно, присилаючи на адресу університету виконані завдання в електронному виді на сайт кафедри хімії навколишнього середовища відповідно графіка виконання роботи. Виконану роботу, рецензовану викладачем привозять на сесію.

При перевірці самостійної роботи студентів заочної форми навчання в міжсесійний період використовуються елементи дистанційної форми контролю відповідно графіку:

Табл. 1 – Графік виконання модулів з використанням дистанційної форми навчання

Змістовний модуль	Блок	Строк виконання
Змістовний модуль №1 – теоретичний	Закони хімії, будова речовини, завдання. № 1-10	1 тиждень
	Хімічні зв'язки, Комплексні сполуки. № 1-10	2 тиждень
Змістовний модуль № 1 - практичний	Закон еквівалентів. Класи неорганічних сполук. Електронні формули елементів. №11-20	3-4 тиждень
	Хімічні зв'язки. Комплексні сполуки. № 11-20	5-6 тиждень
Змістовний модуль №2 - практичний	Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій, № 21-30	7-8 тиждень
	Розрахунки концентрації розчинів. Іонні реакції, водневий показник рН, гідроліз солей. № 21-30	9-10 тиждень
Змістовний модуль № 2- теоретичний	Термохімія. Теплові ефекти. Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. № 31-40	11-12 тиждень
	Водні розчини. Концентрація розчинів. Розчини електролітів. Гідроліз солей. № 41-50	13-14 тиждень
Змістовний модуль №3 – теоретичний	Окисно-відновні процеси. Окисники та відновники. Типи окисно-відновних реакцій. № 51-60	15-16 тиждень
	Гальванічні елементи. Електродні потенціали. Електроліз розчинів та розплавів. Закони Фарадея. Корозія металів та сплавів, методи захисту від корозії. № 61-70	17-18 тиждень
Змістовний модуль № 3 - практичний	Методи розрахунку коефіцієнтів в ОВР, визначення еквівалентів окисників та відновників. № 51-60	19-20 тиждень
	Ряд стандартних електродних потенціалів, розрахунок електрорушійної сили гальванічного елемента. Послідовність процесів на аноді та катоді при електролізі. Розрахунки за законами Фарадея. Методи захисту від корозії металів. № 61-70	21-23 тиждень
Змістовний модуль № 4- теоретичний	Колоїдно-дисперсні системи, поверхнева енергія і поверхневий натяг, оптичні властивості дисперсних систем, адсорбція на поверхні розподілу фаз, електрокінетичні явища. № 71-80	24-25

Змістовний модуль № 4 - практичний	Класифікація дисперсних систем. Оптичні властивості. № 71-80	26-28
	Будова міцели колоїдного розчину. Електрофорез. Коагуляція колоїдних систем. Правило коагуляції. № 71-80	29-30

#### 1.4 Умови допуску студента до семестрового заліку

**Для заочної форми навчання.** Студент I курсу, який на дату заліку не має заборгованості з виконання міжсесійних та сесійних контрольних заходів у т. ч. оцінка за виконання міжсесійної контрольної роботи не < 60 %, тобто має інтегральну суму балів  $\geq 60$  %, має допуск до заліку та виконує ЗКР (залікову контрольну роботу) та одержує оцінку «зараховано» за оцінками поточного контролю та ЗКР у заліково-екзаменаційній відомості та заліковій книжці студента. У випадку недостатньої суми балів (< 60 %) студент має можливість допрацювати під час заліково-екзаменаційної сесії.. Накопичена підсумкова оцінка студента розраховується за формулою, що включає оцінку ЗКР (ОЗКР). Для семестрового заліку, крім якісних оцінок «зараховано» ( $\geq 60$  %) і «не зараховано» (< 60 %), студент оцінюється за семибальною шкалою ECTS.

Для заочної форми навчання модульно-накопичувальна системи оцінки знань щодо Положення про організацію поточного та підсумкового контролю знань студентів заочної форми навчання ОДЕКУ включає:

**- систему оцінювання самостійної роботи студента (СРС) у міжсесійний період (оцінка міжсесійна – ОМ).**

Вона передбачає перевірку ЗМ-ІЗ-1 на I курсі, тобто МКР-1, яку студенти виконують у міжсесійний період і яка включає теоретичну та практичну частини. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням **терміну** надання роботи на перевірку (протягом семестру або перед початком заліково-екзаменаційної сесії, але обов'язково до дати підсумкового контролю), **змісту** роботи, **глибини** розкриття наданих питань та завдань, а також **оформлення** роботи.

Теоретична частина МКР-1 для студентів I курсу містить чотири лекційних модулі (ЗМ-Л1 - ЗМ-Л4) за відповідною тематикою програми.

Практична частина МКР-1 включає матеріал програми ЗМ-П1-ЗМ-П4.

Оцінка модулів теоретичної та практичної частини міститься у табл. 2.

Отже, максимальна кількість балів за МКР складає 100 балів, що відповідає 50 % від інтегральної оцінки поточного контролю, при цьому співвідношення балів *теоретичної* та *практичної частин* в МКР становить 50% : 50 %.

Кількість балів за зараховані МКР-1 відповідає не менш 60 балів, тобто 60 % від максимально можливих, див. табл. 2;

**- систему оцінювання самостійної роботи студента (СРС) під час аудиторних занять (оцінка під час заліково-екзаменаційної сесії – ОЗЕ).**

Тут для оцінки ступеня засвоєння основних положень теоретичних розділів дисципліни та оцінки засвоєння практичної частини передбачається виконання низки лабораторних робіт та практичних занять, які охоплюють основні питання практичного розділу дисципліни. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням **ритмічності** роботи студента на протязі занять, **повноти** розкриття тем, **якості** розрахунків та графічних побудов, **достовірності** одержаних висновків, а також результатів **захисту** наданих завдань.

**На I курсі** студенти на практичних заняттях після пояснень викладача виконують завдання з оформленням матеріалів практичної роботи (МПР) в зошитах, що оцінюється згідно табл. 2.

Передбачені робочою програмою лабораторні роботи за темами виконуються студентами самостійно з оформленням матеріалів лабораторних робіт у вигляді змістовних лабораторних модулів ЗМ-Лаб1 - ЗМ-Лаб2. Їх оцінювання представлено у табл. 2.

Отже в сесійний період оцінюються всі види аудиторних робіт загальною кількістю 100 балів (50 відсотків від інтегральної оцінки поточного контролю).

Табл. 2. – Оцінювання виконання ЗМ студентами заочної форми навчання I курс (I-II семестри)

ОМ (100 балів, 50 %)		ОЗЕ (100 балів, 50 %)	
ЗМ-ІЗ-1 міжсесійна контрольна робота №1		Сесійний період	
Теоретична частина	Практична частина	Лабораторні роботи	Практичні роботи
ЗМ-Л1 15 балів	ЗМ-П1 10 балів	ЗМ-Лаб1 20 балів	ПМПР 10 балів
ЗМ-Л2 15 балів	ЗМ-П2 10 балів	ЗМ-Лаб2 20 балів	ПМПР 10 балів
ЗМ-Л3 10 балів	ЗМ-П3 20 балів		ПМПР 20 балів
ЗМ-Л4 10 балів	ЗМ-П4 10 балів		ПМПР 20 балів

### 1.5 Методика проведення підсумкового семестрового контролю

Проведення семестрової контрольної роботи відбувається у відповідності до Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів ОДЕКУ під час письмових іспитів», затвердженої на засіданні методичної ради ОДЕКУ.

У відповідності з методичними цілями проведення заліків – формування у студентів цілісної системи знань та вмінь, перевірки рівня

знань студентів, в першу чергу, з базової компоненти теоретичної частини навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (І, ІІ семестр) та вміння їх використовувати в типових виробничих ситуаціях – використовуються, як варіант формування питань у варіантах ЗКР. Варіанти ЗКР складаються з тестових завдань закритого типу, які потребують від студента вибору однієї правильної відповіді з декількох (4-5), запропонованих у запитанні. Запитання формуються по всьому переліку тем навчальної дисципліни. Кількість запитань у кожному варіанті ЗКР – 20 (**кожне завдання оцінюється в 5 балів.**).

Для заочної форми навчання студент вважається допущеним до підсумкового контролю з навчальної дисципліни, якщо він виконав всі види робіт поточного контролю (міжсесійні та сесійні), передбачені робочою навчальною програмою дисципліни, і набрав за накопичувальною системою суму балів не менше 60% від максимально можливої за дисципліну

Накопичена підсумкова оцінка (ПО) засвоєння студентом навчальної дисципліни за перший рік навчання, що закінчується **заліком**, розраховується як

$$ПО = 0,75 \times [0,5 \times (ОЗЕ + ОМ)] + 0,25 \times ОЗКР,$$

де ОЗЕ – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) заходів контролю СРС під час проведення аудиторних занять;

ОМ – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) заходів контролю СРС у міжсесійний період;

ОЗКР – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) залікової контрольної роботи.

Таблиця 3 – Шкала відповідності оцінок за національною системою та системою ЄКТАС

<i>За шкалою ECTS</i>	<i>За національною системою (для іспиту)</i>	<i>За національною системою (для заліку)</i>	<i>Бал успішності</i>
A	5 (відмінно)	зараховано	90-100
B	4 (добре)	зараховано	82-89,9
C	4 (добре)	зараховано	74-81,9
D	3 (задовільно)	зараховано	64-73,9
E	3 (задовільно)	зараховано	60-63,9
FX	2 (незадовільно)	не зараховано	35-59,9
F	2 (незадовільно)	не зараховано	1-34,9

## 1.6 ВАРІАНТИ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ

№ вар.	Номери завдань							
01	1 А, Б	11 А, Б	21 А, Б	31 А, Б, В	41 А, Б, В	51 А, Б	61 А, Б	71 А, Б
02	2 А, Б	12 А, Б	22 А, Б	32 А, Б, В	42 А, Б, В	52 А, Б	62 А, Б	72 А, Б
03	3 А, Б	13 А, Б	23 А, Б	33 А, Б, В	43 А, Б, В	53 А, Б	63 А, Б	73 А, Б
04	4 А, Б	14 А, Б	24 А, Б	34 А, Б, В	44 А, Б, В	54 А, Б	64 А, Б	74 А, Б
05	5 А, Б	15 А, Б	25 А, Б	35 А, Б, В	45 А, Б, В	55 А, Б	65 А, Б	75 А, Б
06	6 А, Б	16 А, Б	26 А, Б	36 А, Б, В	46 А, Б, В	56 А, Б	66 А, Б	76 А, Б
07	7 А, Б	17 А, Б	27 А, Б	37 А, Б, В	47 А, Б, В	57 А, Б	67 А, Б	77 А, Б
08	8 А, Б	18 А, Б	28 А, Б	38 А, Б, В	48 А, Б, В	58 А, Б	68 А, Б	78 А, Б
09	9 А, Б	19 А, Б	29 А, Б	39 А, Б, В	49 А, Б, В	59 А, Б	69 А, Б	79 А, Б
10	10 А, Б	20 А, Б	30 А, Б	40 А, Б, В	50 А, Б, В	60 А, Б	70 А, Б	80 А, Б

## II МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО СРС ПРИ ВИКОНАННІ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ

*Загальні поради:* вивчити теоретичний матеріал розділів і тем дисципліни, відповісти на питання до самоконтролю, використовуючи рекомендовану літературу. Виконати розрахункові завдання з поясненнями та вказати використані закони, закономірності чи правила.

*Методичне забезпечення:* посібники та підручники з загальної і колоїдної хімії, біогеохімії, а також методичні вказівки є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ і на кафедрі хімії навколишнього середовища.

### Модуль 1,2 (теоретичні); модулі 1, 2 (практичні) та 1 (лабораторний)

#### 1. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

При самостійному вивченні теми 1 студенту необхідно спиратися на шкільні знання основ хімії та вивчити основні поняття та їх визначення. Атомні і молекулярні маси. Моль. Закон збереження маси-енергії. Закон сталості складу. Закон кратних відношень. Закон об'ємних відношень. Закон еквівалентів. Закон Авогадро і наслідки. Хімічні символи, формули, рівняння. Класи неорганічних речовин.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.20-40, [6] С.6-44, [10] С.5-38, [13] С.10-35.

#### 2.. ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИНИ

##### 2.1 Будова атома

Самостійне вивчення другої теми студенту необхідно починати з планетарної моделі атома Резерфорда-Бора-Зоммерфельда. Квантова теорія світла Планка. Атомні спектри. Енергетичний стан електрона в атомі. Квантові числа. Електронні формули атомів. Класифікація елементів

в залежності від електронної будови їх атомів: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи Періодичної системи. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Залежність властивостей елементів від електронної будови їх атомів.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.60-109, [3] С.44-71, [13] С.71-85.

## *2.2 Природа хімічного зв'язку*

Студент повинен мати уявлення про теорії хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. неполярний і полярний ковалентний зв'язок. Направленість ковалентного зв'язку і форма простих молекул. Гібридизація електронних орбіталей. Метод молекулярних орбіталей. Йонний зв'язок. Комплексні сполуки. Водневий зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія. Аморфний і кристалічний стан речовини.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.118-158, [3] С.71-95, [13] С.98-108.

## 3 ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

### *3.1 Термохімія*

Дуже важливим у природі є розгляд питання теплового ефекту хімічної реакції. Закон Гесса і наслідки з нього. Термодинамічні величини. Внутрішня енергія і ентальпія. Напрямок хімічної реакції. Ентропія та енергія Гіббса.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.170-204, [3] С.95-123, [7] С.148-169, [13] С.6-14.

### *3.2 Хімічна кінетика та рівновага*

Студенту необхідно знати залежність швидкості реакції від температури і природи реагуючих речовин. Закон діючих мас. Залежність швидкості реакції від температури і природи реагуючих речовин. Швидкість реакцій в гетерогенних системах. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Рівновага у гомогенних і гетерогенних системах.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.187-193, [3] С.95-123, [7] С.175-1190, [13] С.15-32.

### *3.3. Загальна характеристика розчинів*

При вивченні фізико-хімічних властивостей води студенту необхідно звернути увагу на процес розчинення та його стадії; розчинність; концентрація розчинів; осмос; тиск пари розчинів; кристалізація і кипіння розчинів; осмотичний тиск розчинів.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.237-246, [3] С.123-157, [7] С.193-203, [10] С.5-24, [13] С.86-123.



### *3.4. Водні розчини електролітів*

Під час самостійного вивчення теорії електролітичної дисоціації слід звернути увагу на слабкі та сильні електроліти. Момент повної гідратації. Йонні пари. Активна концентрація йонів. Коефіцієнт активності. Йонна сила розчину. Рівняння Дебая-Гюккеля.

Розчини слабких електролітів. Константа та ступінь дисоціації. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінчастий механізм дисоціації слабких кислот та основ. Закон розведення Оствальда.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.246-252, [3] С.123-157, [7] С.205-220., [13] С.24-35.

### *3.5. Електролітична дисоціація води. Гідроліз солей.*

Студентам треба ознайомитися з дисоціацією води. Водневий показник. Гідроліз солей. Константа гідролізу. Добуток розчинності.

Властивості кислот, основ і солей з точки зору електролітичної дисоціації.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] С.248-271, [3] С.123-178, [7] С.220-236, [37] С.37-49.

## **Модуль 3, 4 (теоретичні); модуль 3,4 (практичні), 2 (лабораторний)**

### **4. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ**

#### *4.1. Окисно-відновні реакції*

Вивчення даної теми слід почати з повторення таких понять, як ступінь окислення елементів, вивчити окисно-відновні реакції, розв'язування їх методом електронного балансу і методом йонно-електронного балансу;

#### *4.2. Типові окисники і відновники, еквівалент окисників і відновників.*

Еквівалент окисника та відновника, його розрахунок.

#### *4.3. Типи окиснювально-відновних реакцій*

Типи окиснювально-відновних реакцій. Можливість та умови їх протікання

#### *4.4. Гальванічні елементи. Класифікація електрохімічних процесів.*

Принцип роботи гальванічного елементу, окисно-відновні процеси на електродах, розраховувати електрорушійну силу гальванічного елементу.

#### *4.5. Поняття про електродні потенціали. Стандартний водневий електрод. Ряд напруги металів. Визначення електродних потенціалів. Рівняння Нернста.*

Розглянути поняття про електродний потенціал, його залежність від концентрації розчину, рівняння Нернста.

*4.6. Електроліз електролітів. Послідовність електродних процесів на аноді та катоді. Закони Фарадея. Вихід за струмом Хімічні джерела електрики.*

*4.7. Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії.*

Розглянути корозію металів, її види та типи, механізм руйнування металів та сплавів в результаті електрохімічної корозії та знати методи захисту металів від корозії; мати уявлення про електроліз, процеси на електродах, робити розрахунки за законами Фарадея.

*4.8. Хімія металів. Властивості s-, p-, d-металів та їх сполук.*

Вивчити особливості будови та властивості металів та їхніх сполук

*4.9. Хімія неметалів. Сполуки Карбону, Нітрогену, Фосфору, Сульфуру, Силіцію, галогенів, Гідрогену. Проблеми водневої енергетики. Паливні елементи.*

Ознайомитися з неметалічними хімічними елементами, їхніми сполуками, властивостями неметалів.

Теоретичні знання і практичні навички студенти можуть отримати після опрацювання наступної *рекомендованої літератури*: [1] С.271-308; [3] С.178-220; [11] С.5-60.

## **5. ДИСПЕРСНО–КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ**

*5.1. Загальна характеристика дисперсних систем*

При вивченні теми 5 необхідно студентам звернути увагу на такі питання: загальну характеристику дисперсних систем, їх особливості; класифікація дисперсних систем; фізико-хімічні властивості грубо дисперсних систем: суспензій, емульсій, пін, аерозолів;

*5.2. Поверхнева енергія, поверхневий натяг. Поверхнево-активні та поверхнево інактивні речовини*

Розглянути питання про поверхневу енергію, поверхневий натяг, поверхнево-активні (ПАР) і поверхнево-інактивні (ПІР) речовини; рівняння Шишковського; поверхнева активність речовин, правило Дюкло-Траубе; орієнтація молекул ПАР на межі розподілу розчин-газ; гідролізація і гідрофобізація поверхні;

*5.3. Оптичні властивості гетерогенних систем. Поглинання світла.*

Вивчити особливості оптичних властивостей гетерогенних систем, розсіювання світла в колоїдно-дисперсних системах, рівняння Релея і умови його застосування, поглинання світла колоїдно-дисперсними системами, закон Ламберта-Бугера-Бера;

*5.4. Адсорбція на поверхні розподілу фаз*

Звернути увагу на молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем; седиментаційна рівновага; гіпсометричний закон Лапласа; адсорбція; особливості стану речовини на межі поділу фаз.

*5.5. Електрокінетичні явища. Стійкість та коагуляція колоїдних розчинів. Правило значності Шульце-Гарді.*

Розглянути електричні властивості золів, електрокінетичні явища: електрофорез, електроосмос; будову подвійного електричного шару на межі розподілу дисперсна фаза-дисперсійне середовище, будову колоїдних частинок, міцели; стійкість колоїдних систем; коагуляцію колоїдно-дисперсних систем; коагулюючу дію розчинів електролітів, правило значності Шульце-Гарді; види коагуляції та застосування коагуляції.

Теоретичні знання і практичні навички студенти можуть отримати після опрацювання наступної *рекомендованої літератури*: [1] С.314-350; [5] С.211-230; [12] С.5-31.

# ВКАЗІВКИ ДО РІШЕННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

## Модуль 1,2 (теоретичні); модулі 1 і 2 (практичні)

### Теоретичні положення, приклади розв'язання завдань

## Розділ 1 ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

### 1.1 Основні закони і хімічні поняття

**Матеріал є в [1] С.19–21. Слід звернути увагу на такі поняття:**

**Моль** – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів та ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ . (Позначають -  $\nu$  – «ню»).

Кількість речовини  $\nu$  – це відношення числа молекул  $N$ , що містяться в даній речовині, до числа  $N_A$  атомів у 0,012 кг Карбону.

Кількість структурних одиниць (атомів) в 0,012 кг Карбону можна визначити, знаючи масу одного атома Карбону ( $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг):

$$N_a = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Це число називають *сталою Авогадро* ( $N_A$ ), (розмірність  $\text{моль}^{-1}$ ) і показує число структурних одиниць у 1 моль будь-якої речовини.

**Молярна маса** ( $M$ ) – величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини (одиниця виміру –  $\text{кг/моль}$  або  $\text{г/моль}$ ):

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Чисельне значення молярної маси  $M$  в  $\text{г/моль}$  дорівнює відносній молекулярній масі. Наприклад,

$$\begin{aligned} M_r(\text{Na}) &= 23, & M(\text{Na}) &= 23 \text{ г/моль}; \\ M_r(\text{NaCl}) &= 58,5, & M(\text{NaCl}) &= 58,5 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

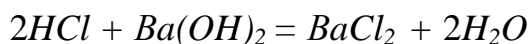
**Молярний об'єм** ( $V_m$ ) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі (одиниця молярного об'єму –  $\text{м}^3/\text{моль}$  або  $\text{дм}^3/\text{моль}$ ):

$$V_m = \frac{V}{\nu}.$$

При кількості речовини  $\nu = 1$  моль  $V_m = 22,4 \text{ дм}^3$  або  $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ .

**Хімічний еквівалент речовини** – деяка реальна або умовна частка речовини, яка в кислотно-основних реакціях та реакціях йонного обміну рівноцінна одному атому (одному йону Гідрогену) або заміщує його.

Наприклад в реакції:



одному атому водню відповідає  $1/2 Ba(OH)_2$ . Тобто,  $1/2 Ba(OH)_2$  є еквівалентом гідроксиду барію в даній реакції. Число  $1/2$  називають *фактором еквівалентності*  $f_{екв}(Ba(OH)_2) = 1/2$ .

В тих випадках, коли  $f_{екв} = 1$ , еквівалент ідентичний самій частинці речовини.

## 1.2 Основні закони хімії ([1] С.22 – 33; [3] С.16–21)

*Закон еквівалентів* ([1] С.33; [3] С.21).

*Фактор еквівалентності простої речовини* дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на валентність хімічного елемента в даній сполуці. Наприклад,

$$f_{екв}(H_2) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(N_2) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}; \quad f_{екв}(O_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}.$$

*Фактор еквівалентності кислоти* дорівнює оберненій величині її основності (кількості йонів  $H^+$  у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

$$f_{екв} \text{ кислоти} = \frac{1}{n(H^+)};$$

$$f_{екв}(HCl) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{екв}(H_3AsO_4) = \frac{1}{3}.$$

*Фактор еквівалентності основ* дорівнює оберненій величині їхній кислотності (кількості йонів  $OH^-$  у молекулі основи, які в реакціях заміщуються на кислотні залишки):

$$f_{екв} \text{ основи} = \frac{1}{n(OH^-)}.$$

Наприклад:  $f_{екв}(NaOH) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{екв}(Zn(OH)_2) = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(Al(OH)_3) = \frac{1}{3}.$

*Для оксидів:* дорівнює оберненій величині добутку числа атомів Оксигену на валентність Оксигену:

$$f_{екв} \text{ оксиду} = \frac{1}{n(O) \cdot B(O)}$$

Наприклад:  $f_{екв}(H_2O) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(CaO) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(Al_2O_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$

*Фактор еквівалентності солі* дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на валентність металу:

$$f_{екв} \text{ солі} = \frac{1}{n(Me) \cdot B(Me)}.$$

Тобто:  $f_{\text{екв}}(K_3PO_4) = \frac{1}{3 \cdot 1} = \frac{1}{3}$ ;  $f_{\text{екв}}(ZnSO_4) = \frac{1}{1 \cdot 2}$ ;  $f_{\text{екв}}(Ca_3(PO_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$

### 1.3 Закони ідеальних газів ([1] С.22–33; [3] С.16–21)

#### 1.4 Приклади розв'язання завдань з розділу 1 Кількість речовини. Молярна маса

Приклад 1. Знайти кількість речовини молекул у 10 г оксиду  $Cu$  (I).

*Розв'язання:* Молярна маса оксиду Купруму (I) складає

$$M(Cu_2O) = 2A_r(Cu) + A_r(O); \quad M(Cu_2O) = 2 \cdot 64 + 1 \cdot 16 = 144 \text{ г/моль.}$$

Знаходимо кількість речовини

$$\nu(Cu_2O) = \frac{m(Cu_2O)}{M(Cu_2O)} = \frac{10}{144} = 0,07 \text{ моль.}$$

*Відповідь:* 10 г  $Cu_2O$  містять 0,07 моль молекул  $Cu_2O$ .

Приклад 2. Розрахувати масу хлориду натрію  $NaCl$  за кількістю речовини 0,55 моль.

*Розв'язання:* Молярна маса дорівнює

$$M(NaCl) = 1A_r(Na) + 1A_r(Cl); \quad M(NaCl) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 35,5 = 58,5 \text{ г/моль.}$$

визначаємо масу  $NaCl$ :

$$m(NaCl) = \nu \cdot M(NaCl); \quad m(NaCl) = 0,55 \cdot 58,5 = 32,175 \text{ г.}$$

*Відповідь:* 32,175 г  $NaCl$  містять 0,55 моль речовини.

#### Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка

Для розрахунків за газовими законами за нормальних умов (н.у.):

$P = 101325 \text{ Па} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$ ;  $T = 273 \text{ К}$ ) використовуємо наступні формули:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, \quad \nu = \frac{V}{V_m}.$$

де  $V_m = 22,4 \text{ дм}^3$  – молярний об'єм газу за н.у.;

$V$  – об'єм газу.

На основі закону Авогадро ([1] С.25; [3] С.19) визначають молярні маси газоподібних речовин. Звідки:

$$\nu_1 = \nu_2, \quad \nu = \frac{m}{M}.$$

де  $m$  – маса газу;  $M$  – молярна маса газу;

та 
$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

Позначивши  $\frac{m_1}{m_2} = D$ , отримаємо  $D = \frac{M_1}{M_2};$

де  $D$  – відносна густина першого газу за другим.

Дуже часто густину газу визначають відносно найлегшого газу – водню, молярна маса якого дорівнює 2 г/моль:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{M(\text{H}_2)}; \quad \text{так як} \quad M = 2 \cdot D_{\text{H}_2}$$

Також густину газу визначають відносно повітря ( $D_{\text{нов.}}$ ). ( $M_{\text{нов.}} = 29$  г/моль. У цьому випадку молярна маса визначається:

$$M = 29 \cdot D_{\text{нов.}}$$

*Закон Бойля-Маріотта* ([2] С. 30):

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1} \quad \text{або} \quad p_1 V_1 = p_2 V_2 = p_3 V_3 = \dots, \quad \text{тобто} \quad pV = \text{const.}$$

*Закон Гей-Люссака:*

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{або} \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (V = \text{const})$$

*Об'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:*

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Якщо здійснюється перехід до нормальних умов, то  $\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T}.$

Для будь-якого газу кількістю речовини 1 моль величина  $\frac{V_0 p_0}{T_0}$  стала і однакова, тому її називають універсальною газовою сталою  $R$ .

$$pV = \frac{m}{M} RT, \quad \text{якщо } V, [\text{м}^3] \quad \text{та} \quad pV = 1000 \frac{m}{M} RT, \quad \text{коли } V, [\text{дм}^3].$$

Це рівняння одержало назву *рівняння Менделєєва-Клапейрона* і визнано *рівнянням стану ідеального газу*.

Приклад 1. Знайти об'єм, що займає 100 г кисню  $\text{O}_2$ .

Розв'язання: 
$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m},$$

де  $M(\text{O}_2) = 32$  г/моль.

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{100 \cdot 22,4}{32} = 70 \text{ дм}^3.$$

*Відповідь:* 100 г кисню займає об'єм 70 дм<sup>3</sup>.

Приклад 2. Знайти масу 1 дм<sup>3</sup> метану CH<sub>4</sub> (н.у.).

*Розв'язання:* Маса 1 дм<sup>3</sup> газу – це густина газу, тому використовуємо формули:

$$M = \rho \cdot V_m, \\ \rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,714 \text{ г.}$$

де  $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}$ .

*Відповідь:* маса 1 дм<sup>3</sup> CH<sub>4</sub> дорівнює 0,714 г.

Приклад 3. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 16.

*Розв'язок.*  $M = D(\text{He}) \cdot M(\text{He}) = 16 \cdot 4 = 64 \text{ г/моль}$ .

де  $M(\text{He}) = 4 \text{ г/моль}$ .

*Відповідь:* молярна маса газу дорівнює 64 г/моль.

Приклад 4. Який об'єм займає оксид сульфуру (IV) (SO<sub>2</sub>) масою 100 г при температурі 25°C і тиску 125 кПа.

*Розв'язання:* Визначаємо кількість речовини сірководню

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)}; \quad \nu(\text{SO}_2) = \frac{100}{64} = 1,56 \text{ моль.}$$

де  $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$

Визначаємо об'єм газу за н.у.:

$$V(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot V_m; \quad V(\text{SO}_2) = 1,56 \cdot 22,4 = 34,9 \text{ л.}$$

Визначаємо об'єм оксиду Сульфуру (IV) за даними умовами, користуючись формулою об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V_1 p_1}{T_1},$$

де  $p_0 = 101,3 \text{ кПа}$ ;  $T_0 = 273 \text{ К}$ ;  $V_0$  – тиск, температура, об'єм за н.у.;

$p_1 = 125 \text{ кПа}$ ;  $T_1 = (273+20) = 293 \text{ К}$ ,  $V_1$  – тиск, температура, об'єм за даних умов.

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(\text{SO}_2) = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 34,9}{125 \cdot 273} = 30,87 \text{ дм}^3.$$

*Відповідь:* об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює 30,87 дм<sup>3</sup>.

### **Закон еквівалентів**

Приклад 1. Визначити молярну масу еквівалента Мангану в оксиді Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

*Розв'язання:* Визначаємо валентність Мангану:  $B(\text{Mn}) = 7$ .



За формулою  $B = \frac{M}{M_{\text{екв}}}$  знаходимо  $M_{\text{екв}}(\text{Mn}) = \frac{M(\text{Mn})}{B(\text{Mn})}$

$$M_{\text{екв}} = \frac{55}{7} = 7,85 \text{ г/моль.}$$

*Відповідь:* молярна маса еквівалента Мангана в оксиді  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  дорівнює 7,85 г/моль.

Приклад 2. Визначити молярну масу еквівалента  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

*Розв'язання:* За формулою  $M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M$  можна розрахувати  $M_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4)$ . Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ( $f_{\text{екв}}$ ) кислоти:

$$f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{n(\text{H}^+)}; \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3},$$

$$M_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,67 \text{ г/моль.}$$

*Відповідь:* молярна маса еквівалента  $\text{H}_3\text{PO}_4 = 32,67 \text{ г/моль.}$

Приклад 3. Обчислити молярну масу еквівалента Феруму, знаючи що його хлорид містить 55,9% Хлору. Яку валентність виявляє Ферум та яка формула хлориду заліза, що утворюється при цьому? Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.

*Розв'язання:* Оскільки в умовах наведені масові частки, то відносно до маси сполуки в 100 г, їх можна визнати за маси.

Знаходимо  $m_{\text{Me}} = m_{\text{cn}} - m_{\text{Cl}}; \quad m_{\text{Me}} = 100 - 55,9 = 44,1 \text{ г}$

Розраховуємо  $M_{\text{екв}}(\text{Me})$  згідно  $\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{M_{\text{екв}}(\text{Me})}{M_{\text{екв}}(\text{Cl})}$

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{Cl})}{m(\text{Cl})}; \quad M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{44,1 \cdot 35,5}{55,9} = 28 \text{ г/моль};$$

$$\text{Обчислюємо валентність: } B(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})}{M_{\text{екв}}(\text{Fe})}; \quad B(\text{Fe}) = \frac{56}{28} = 2.$$

Формула хлориду, що утворюється:  $\text{FeCl}_2$ .

*Відповідь:* молярна маса еквівалента Ферума = 28 г/моль.

Приклад 4. Чому дорівнює молярна маса еквівалента двовалентного металу, якщо 0,082 г металу при взаємодії з кислотою утворюють 75,6 см<sup>3</sup> водню. Який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

$$\text{Розв'язання: } \frac{m(\text{Me})}{V(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{екв}}(\text{Me})}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}, \quad \frac{m(\text{Me})}{M_{\text{екв}}(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}$$

де  $V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = f_{\text{екв}} \cdot V_m = 1/2 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ дм}^3$ .

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{0,082 \cdot 11,2}{0,0756} = 12,15 \text{ г/моль},$$

то  $M(\text{Me}) = \nu \cdot M_{\text{екв}}(\text{Me}) = 2 \cdot 12,15 = 24,30 \text{ г/моль}$ . Це метал – Магній.

$$M_{\text{екв}}(\text{MeO}) = M_{\text{екв}}(\text{Me}) + M_{\text{екв}}(\text{O}) = 12,15 + 8 = 20,15 \text{ г/моль}.$$

де  $M_{\text{екв}}(\text{O}) = f_{\text{екв}}(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 1/2 \cdot 16 = 8 \text{ г/моль}$ .

**Відповідь:** молярна маса еквівалента двовалентного металу дорівнює 12,15 г/моль.

### Завдання до контрольної роботи (розділ 1)

1. Об'єм газоподібного кисню за н.у. становить  $0,016 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 290 \text{ К}$ , та  $P = 101080 \text{ Па}$ ; масу цього газу, кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.
2. Об'єм оксиду Нітрогену (II) за н.у. становить  $0,061 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 390 \text{ К}$ , та  $P = 101180 \text{ Па}$ ; масу цього газу, кількість речовини даного об'єму газу.
3. Об'єм оксиду Карбону (II) за н.у. становить  $0,046 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 314 \text{ К}$ , та  $P = 101210 \text{ Па}$ ; масу цього газу двома способами, кількість речовини даного об'єму газу.
4. Об'єм сірководню за н.у. становить  $0,055 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 296 \text{ К}$ , та  $P = 101150 \text{ Па}$ ; кількість молекул, що міститься в даному об'ємі; відносну густину газу за воднем та за повітрям.
5. Об'єм оксиду Нітрогену (IV) за н.у. становить  $0,038 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 392 \text{ К}$ , та  $P = 101078 \text{ Па}$ ; масу цього газу, кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.
6. Об'єм озону за н.у. становить  $0,085 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 396 \text{ К}$ , та  $P = 101256 \text{ Па}$ ; кількість молекул, що міститься в даному об'ємі; відносну густину газу за воднем та за повітрям.
7. Об'єм оксиду Нітрогену (I) за н.у. становить  $0,041 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 319 \text{ К}$ , та  $P = 101580 \text{ Па}$ ; масу цього газу, абсолютну масу його молекул; кількість речовини даного об'єму газу.
8. Об'єм азоту за н.у. становить  $0,049 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 389 \text{ К}$ , та  $P = 96780 \text{ Па}$ ; масу цього газу, його молярний об'єм; абсолютну масу його молекул; кількість речовини даного об'єму газу.
9. Об'єм фтору за н.у. становить  $0,069 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 332 \text{ К}$ , та  $P = 96980 \text{ Па}$ ; масу цього газу, його молярний об'єм; абсолютну масу його молекул; кількість речовини даного об'єму газу.
10. Об'єм метану за н.у. становить  $0,034 \text{ м}^3$ . Розрахувати об'єм при  $T = 321 \text{ К}$ , та  $P = 103456 \text{ Па}$ ; кількість молекул, що міститься в даному об'ємі; відносну густину газу за воднем та за повітрям.

**11 А)** З 1,35 г оксиду металу отримали 3,15 г його нітрату. Визначити молярну масу еквіваленту металу.

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:  $Ca(OH)_2$ ;  $CaHPO_4$ ;  $H_2O$ .

**12. А)** Розрахувати молярну масу еквіваленту металу, якщо при відновленні 1,017 г його оксиду витрачено 0,28 дм<sup>3</sup> водню (н.у.).

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:  $Fe(OH)_2Cl$ ;  $NaH_2PO_4$ ;  $CuSO_4$ .

**12. А)** На спалювання 1,5 г двовалентного металу потрібно 0,69 дм<sup>3</sup> кисню (н.у.). Чому дорівнює молярна маса еквівалента та атомна маса цього *Me*.

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:  $Fe(OH)_2$ ;  $Na_2HPO_4$ ;  $CuO$ .

**13. А)** З 3,31 г нітрату металу отримали 2,78 г його хлориду. Визначити молярну масу еквіваленту металу.

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:  $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$ .

**14. А)** Вміст хлору у 10,3 г хлориду титана складає 7,1 г. Визначити молярну масу еквівалента та валентність титану. Складіть формулу сполуки.

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:  $Fe(OH)_3$ ;  $KH_2PO_4$ ;  $ZnSO_4$ .

**15. А)** Молярна маса фосфату тривалентного металу 342 г/моль. Яка формула солі, якщо молярна маса еквівалента фосфату металу 57 г/моль.

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:  $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$ .

**16. А)** При спалюванні 0,5 г металу витрачено 0,23 дм<sup>3</sup> кисню (н.у.). Визначити молярну масу еквіваленту металу (валентність = 2), який це метал?

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:  $NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O$

**17. А)** Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів хрому у його оксидах, в яких є 78,47; 68,42 та 52,0% хрому. Складіть відповідні формули.

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:  $Al(OH)_3$ ;  $H_3PO_4$ ;  $SO_3$ .

**18. А)** Деякий елемент утворює водневу сполуку, де вміст Гідрогену = 8,9%. Визначити відносну атомну масу елементу (валентність = 3). Складіть формулу гідриду та вкажіть фактор його еквівалентності

**Б)** Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:  $2NaOH + Be + 2H_2O = Na_2[Be(OH)_4] + H_2$

**19. А)** Який об'єм водню (н.у.) отримали при розчиненні у кислоті 0,45 г металу, молярна маса еквіваленту якого дорівнює 20 г/моль.

Б) Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин:  $Al(OH)Cl_2$ ;  $H_3PO_3$ ;  $N_2O_3$ .

20. А) Реакція нейтралізації 0,943 г  $H_3PO_3$  потребує 1,291 г  $KOH$ . Визначити кількість речовини еквіваленту та молярну масу еквіваленту кислоти, напишіть рівняння взаємодії цих сполук.

Б) Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:  $3KOH + FeCl_3 = Fe(OH)_3 + 3KCl$ .

## Розділ 2 ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИНИ

### 2.1 Будова атома

У період відкриття перших трьох фундаментальних елементарних частинок – електрона ( $e^-$ ), протона ( $p^+$ ) та нейтрона ( $n^0$ ) – було висунуто цілий ряд моделей будови атома ([2] С.67-90, [3] С.44-54).

#### 2.1.1 Квантові числа, їх фізичний зміст

Стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами ([1] С.79, 81, 85, 88, [3] С.50, 52).

Слід звернути увагу на такі теоретичні положення:

Для енергетичних рівнів електрона у атомі прийнято такі літерні позначення: головне квантове число  $n$ , яке = **1 2 3 4 5 6 7**  
 позначення енергетичного рівня **K L M N O P Q**  
 орбітальне квантове число  $l$ : 0; 1; 2; 3;  
 енергетичні підрівні  $s, p, d, f$ .

Атомна орбіталь позначають як квадрат:  $\square$ . У такому вигляді вона іменується квантовою коміркою.

Числові значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа і дорівнюють ряду чисел у межах від  $-l$  до 0 та до  $+l$  (табл.2.1).

Таблиця 2.1 – Значення магнітного квантового числа

$l$	$l$ -літерне позначення	$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ магнітне квантове число	Кількість орієнтувань $m_l = 2 \cdot l + 1$
0	$s$	0	1
1	$p$	-1, 0, +1	3
2	$d$	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	$f$	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Спіновий момент кількості руху електрона квантується і може набувати значення  $+1/2$  та  $-1/2$ ; носить назву «спіну», позначають  $m_s$ .

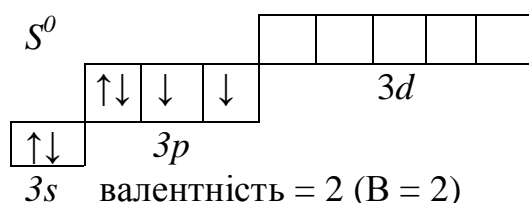
Електрони, які мають однаковий напрямок спіна  $\uparrow\uparrow$  називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів  $\uparrow\downarrow$  - *антипаралельними*.

## 2.1.2 Електронні формули атомів ([1] С.88 – 100, [35] С.52 – 54)

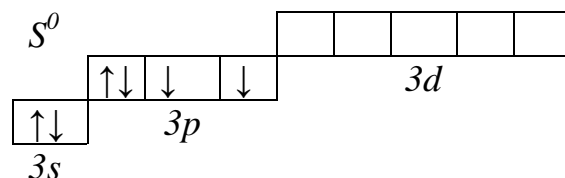
### 2.1.3 Електронні формули атомів у збудженому стані

Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі Сульфуру записується формулою  ${}_{16}\text{S}^0 \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  або  $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$ .

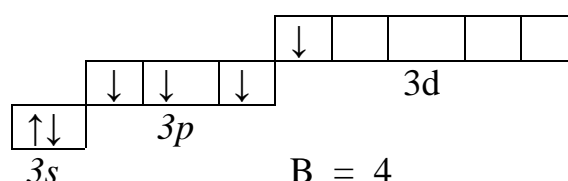
На третьому енергетичному рівні є вакантні  $d$ -орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з  $p$ - та  $s$ -підрівнів третього енергетичного рівня



Електронна формула збудженого стану атома Сульфуру  $S^*$ :  
 $S^0 \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0 + h\nu \rightarrow S^* \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$  або:

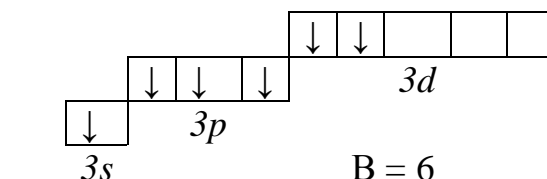


$+ h\nu \rightarrow S^*$



$B = 4$

Електронна формула  $S^{**} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ .

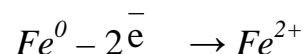
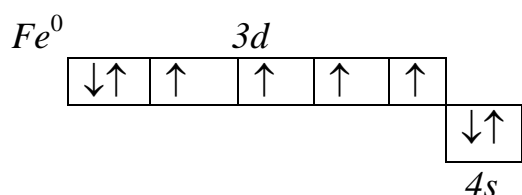


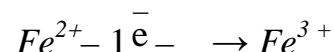
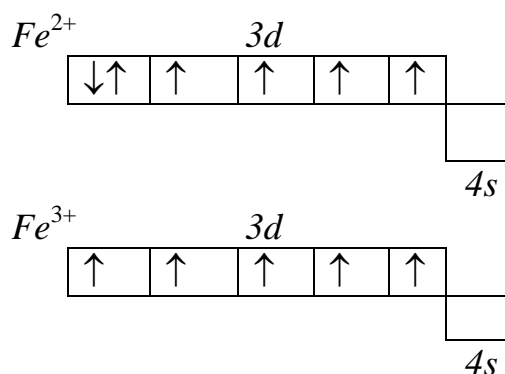
$B = 6$

Внаслідок збудження всі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульфуру стали неспареними, але кількість електронів незмінна.

### 2.1.4 Електронні формули йонів

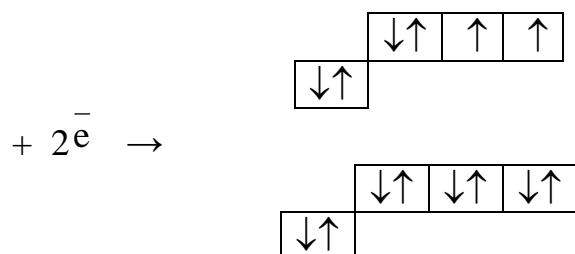
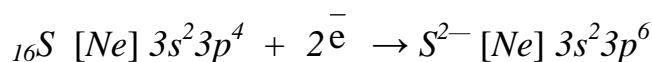
Електронні формули йонів відрізняються від електронних формул атомів.





При утворенні позитивних йонів з атомів *s*- та *p*-елементів відривається останній прийнятий електрон з зовнішнього рівня.

При утворенні негативно заряджених йонів, приєднання електронів проходить на неповністю заповнені зовнішні орбіталі атома. Для Сульфуру маємо:



### 2.1.5 Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва

([1] С.50-59, [5] С.233–242)

Одним з найважливіших законів природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. ([1] С.50, [5] С.234).

### 2.1.6 Періодична зміна властивостей хімічних елементів

Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність хімічних властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати на його властивості ([2] С.56-59, [5] С.235 – 238).

## 2.2 Хімічний зв'язок

### 2.2.1 Виникнення хімічного зв'язку ([1] С.118 - 160, [5] С.71 – 94)

Хімічний зв'язок – це наслідок взаємодії електронів і ядер атомів, що приводить до зменшення енергії системи. Відомі кілька типів хімічного зв'язку. Основними є ковалентний та йонний.

### 2.2.2 Ковалентний зв'язок ([1] С.131-138, [3] С.78–88)

Таблиця 2.2 – Найважливіші характеристики хімічного зв'язку в двохатомних молекулах простих речовин

Формула речовини	Зв'язок	Енергія зв'язку, кДж/моль	Довжина зв'язку, нм
H <sub>2</sub>	H — H	435,0	0,074
F <sub>2</sub>	F — F	159,0	0,142
O <sub>2</sub>	O = O	498,7	0,120
N <sub>2</sub>	N ≡ N	945,6	0,109
Cl <sub>2</sub>	Cl — Cl	242,3	0,198
S <sub>2</sub>	S = S	417,6	0,189
P <sub>2</sub>	P ≡ P	489,1	0,188

### 2.2.3 Метод валентних зв'язків

Утворення хімічного зв'язку – взаємодія електронів зовнішніх електронних орбіталей – валентних електронів ([2] С.130-146, [3] С.79 – 83)

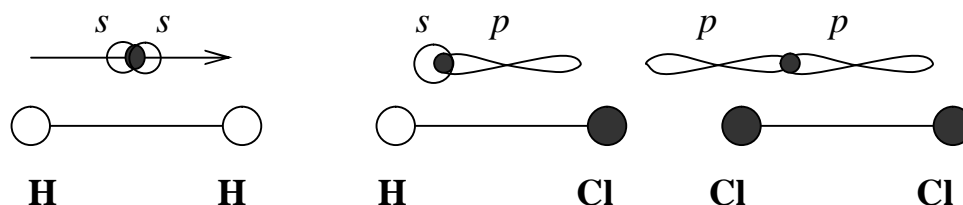
### 2.2.4 Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул

Рекомендовано вивчити ([1] С.138 – 142).

Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних орбіталях. Рівноцінність їх пояснює *теорія гібридизації атомних орбіталей*, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюються рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

Напрямок ковалентного зв'язку обумовлює просторову конфігурацію молекул, тобто їх геометричну форму.

Якщо у перекритті електронних хмар приймає участь  $s^1-s^1$  – валентні електрони (наприклад, молекула H<sub>2</sub>) або електрони  $s^1-p^1$  підрівнів (наприклад, молекула HCl) чи електрони  $p^1-p^1$  підрівнів (молекула Cl<sub>2</sub>), то молекули мають лінійну форму.



Тип гібридизації обумовлено характером електронів, які беруть участь в гібридизації. Наприклад:  $sp$  – гібридні орбіталі, які знаходяться в просторі під кутом  $180^\circ$ . Така  $sp$  – *гібридизація* характерна для елементів II групи, а їхні молекули мають лінійну форму.

Для елементів III групи характерна  $sp^2$ -гібридизація. Молекули – плоскої трикутної форми, кут між напрямком зв'язку –  $120^\circ$ .

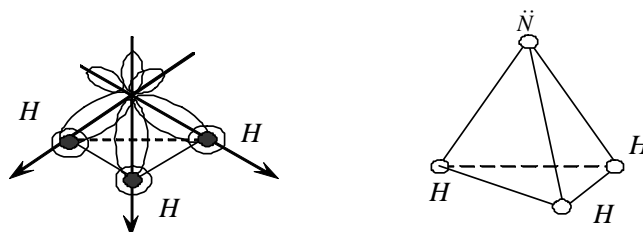
У молекулі метану  $CH_4$  в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі атому Карбону –  $sp^3$ -гібридизація.

$C + h\nu \rightarrow C^*$   
 $1s^2 2s^2 2p^2 \quad 1s^2 2s^1 2p^3$  гібридні ...  $2q^4$  орбіталі  
 4 зв'язка  $sp^3$ -гібридних хмар утворюють неправильний тетраедр з кутом  $109^\circ 28'$ .

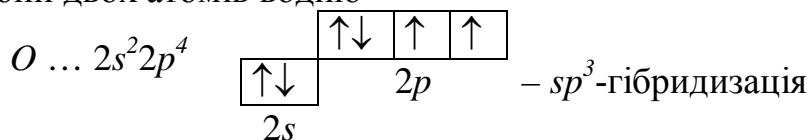
Іншу конфігурацію мають молекули утворені атомами Оксигену та Нітрогену. У молекулі амоніаку  $NH_3$  в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атома Нітрогену нема збудженого стану.

$N + h\nu \rightarrow$   
 $1s^2 2s^2 2p^3 \quad sp^3$  – гібридизація та  $2s$ -орбіталь зайнята парою електронів.

Через слабе відштовхування, яке існує між орбіталями, що беруть участь в утворенні зв'язку, та зайнятою  $2s$ -орбіталлю, валентний кут змінюється до  $107^\circ 18'$ . При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі амоніаку три  $p$ -електронні хмари розподіляються по координатним осям і перекриваються з  $s$ -електронами атомів водню. У вершині піраміди знаходиться атом азоту, а в кутах її трикутної основи – атоми водню.

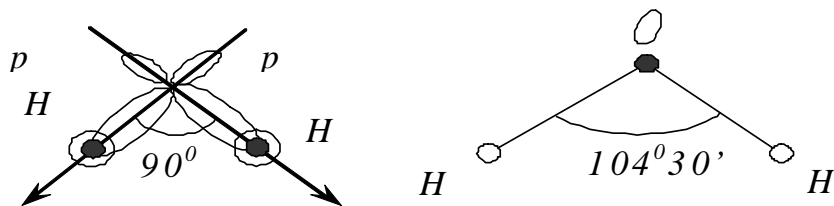


При утворенні молекули води  $H_2O$  у перекритті електронних хмар приймають участь 2 електрони  $p$ -підрівня атома кисню  $1s^2 2s^2 2p^4$  та  $s$ -електрони двох атомів водню



При перекриванні  $p$ -електронів з  $s$ -електронами, завдяки взаємному відштовхуванню кут між напрямком зв'язку досягає  $104^\circ 30'$ . Таку форму молекул утворюють атоми елементів VIA групи.





### 2.2.5 Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук

Доцільно вивчення почати з ([1] С.598-622, [5] С.36–40).

Комплексні сполуки були одержані ще в середині XVIII ст. Ці сполуки мають центричну будову, тобто всі групи, що входять до їх складу, певним чином розташовані навколо атома - *комплексоутворювача*, або центрального атома (йона).

*Комплексоутворювач* - у переважній більшості йон металу  $Me^{n+}$



Центральним атомом можуть бути майже всі елементи періодичної системи, але найбільшу здатність до комплексоутворення виявляють *d*-елементи. Лужні і лужноземельні метали є найменш активними комплексоутворювачами. Таки неметали, як *B*, *Si*, *P*, *As*, виконують роль центрального атома у комплексних сполуках (КС) типу  $K[BH_4]$ ,  $H_2[SiF_6]$ ,  $K[PF_6]$  тощо ([1] с. 601, [5] с. 37).

Комплексоутворювач характеризується *координаційним числом* (к.ч.), тобто числом, яке показує, скільки простих лігандів координується навколо центрального атома. Інакше, к.ч. – це число зв'язків між ними. Утворення комплексу між йоном металу  $Me^{n+}$  і лігандом *L* виражають схемами:



Будову молекул деяких комплексних сполук у просторі вперше пояснив А. Вернер у своїй координаційній теорії ([1] с. 599, [5] с. 36).

Сполуки з к.ч. 2 типу  $[Ag(NH_3)_2]^+$ ,  $[Cu(Cl)_2]^-$  характеризуються  $sp$ -гібридизацією АО центрального атома, отже комплексоутворювач і ліганд розміщуються на прямій лінії:  $H_3N \rightarrow Ag^+ \leftarrow NH_3$

У сполуках з к.ч. 4 можливі три способи розміщення лігандів навколо комплексоутворювача: у формі тетраедра, піраміди або квадрата. У першому і другому випадках маємо просторові комплекси (тип гібридизації АО комплексоутворювача  $sp^3$ ), а в останньому – ліганди і комплексоутворювач розміщені в одній площині (гібридизація  $dsp^2$ ).

Комплекси з координаційним числом п'ять відомі менше. Вони мають будову тригональної біпіраміди або квадратної піраміди. Це пентакарбоніл Феруму  $Fe(CO)_5$ , йон  $[MnCl_5]^{3-}$ .

Для координаційних сполук з координаційним числом 6 теоретично можливі три геометричні моделі комплексних йонів: плоский правильний шестикутник, трикутна призма і октаедр. Проте переважна більшість комплексних йонів утворені  $d^2sp^3$  або  $sp^3d^2$  гібридними атомними орбіталями і тому мають октаедричну будову ([1] С.607 – 609).

Таблиця 2.3 – Типи гібридизації орбіталей центрального йона

К.ч.	Гібридні орбіталі центрального йона	Просторова конфігурація гібридних зв'язків	Приклади
2	$sp$	Пряма лінія	$[Ag(CN)_2]^-$ , $[Ag(NH_3)_2]^+$
3	$sp^2$	Рівносторонній трикутник	$NO_3^-$
4	$sp^3$ , $d^3s$	Тетраедр	$NH_4^+$ , $BF_4^-$ , $CrO_4^{2-}$
4	$dsp^2$	Квадрат	$[Ni(CN)_4]^{2-}$ , $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$
6	$d^2sp^3$ , $sp^3d^2$	Октаедр	$[Co(NH_3)_6]^{3+}$ , $[Fe(CN)_6]^{3-}$ , $[Cd(NH_3)_6]^{3+}$
5	$dsp^3$	Тригональна біпіраміда; квадратна піраміда	$Fe(CO)_5$ , $[CuCl_5]^{3-}$ , $[MnCl_5]^{3-}$

Назви комплексних сполук утворюються таким чином: спочатку в називному відмінку називають катіон (простий або комплексний), потім простий (чи комплексний) аніон. Назви катіонних комплексів не мають спеціальних закінчень, а аніонні мають суфікс **-ат**, що додається до кореня назви центрального атома.

Ліганди, що входять до складу комплексу, перелічують за абеткою. Вказуючи їх число, а потім називають центральний атом і в дужках римськими числами зазначають ступінь його окиснення.

Таблиця 2.4 – Назви комплексних сполук за систематичною номенклатурою

<i>КС з комплексним катіоном</i>	<i>КС з комплексним аніоном</i>	<i>Електронеутральний комплекс</i>
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ тетраамінкупрум (II) сульфат	$K_3[Fe(CN)_6]$ калій гексаціаноферат(III)	$Fe(CO)_5$ пентакарбоніл феруму
$[Fe(H_2O)_6]Cl_3$ гексаакваферум(III) хлорид	$Na_3[Al(OH)_6]$ натрій гексагідроксоалюмінат	$Pt(NH_3)_2Br_2$ діаміндибромплатина
$[Cr(OH)_2H_2O(NH_3)_3]Br$ акватриамінгідроксо- хром(III)бромід	$Cs_2[Pt(CN)_4F_2]$ цезій дифлуоротетра- ціаноплатинат(IV)	$Cr(NH_3)_3(NCS)_3$ триамінтри-(тіоціанато-N) хром

Усі координаційні сполуки, крім електронеутральних (карбонілів перехідних металів  $Me(CO)_n$ ) або комплексів без зовнішньої координаційної сфери типу  $Pt(NH_3)_2Cl_2$ , у водних розчинах виявляють властивості сильних електролітів. Вони легко дисоціюють на комплексний йон та йони зовнішньої координаційної сфери ([2] С.616 - 619, [3] С.40).

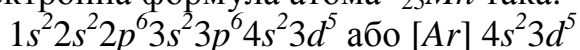
У новій хімічній літературі частіше використовують величину, обернену до константи дисоціації комплексу, яку називають *константою утворення комплексу*, або *константою стійкості*, і позначають  $\beta$ :

$$\beta = 1 / K_d = 1 / K_n$$

### **Приклади розв'язання завдань з розділу 2**

Приклад 1. Записати електронну формулу атома  $Mn$  (Манган).

*Розв'язання:* Електронна формула атома  $_{25}Mn$  така:



де 1, 2, 3, 4, – енергетичні рівні; s, p, d – підрівні.

Приклад 2. Визначити валентні електрони елемента.

*Розв'язання:* Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, – є валентними.

У  $Mn$   $4s^2 3d^5$  – валентні електрони

останній рівень попередній незаповнений підрівень

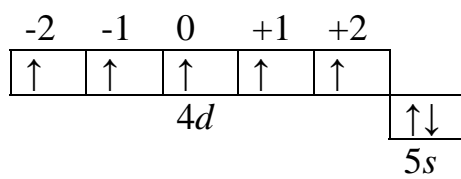
Приклад 4. У наведеній електронній формулі  $_{25}Mn 3p^6 4s^2 3d^5$  визначити валентні електрони та охарактеризувати їх за допомогою чотирьох квантових чисел.

*Розв'язання:* Валентні електрони атомів знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений. Останній рівень –

4. Попередній підрівень –  $3d$  може бути заповнений 10 електронами. Але у  $Mn$  на  $3d$  знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не повністю заповнений. Тому валентні електрони  $Mn$  - ... $3d^5 4s^2$  або ... $4s^2 3d^5$

Запишемо кожен електрон окремо та квантові числа:  $n, l, m_l, m_s$  .. Головне квантове число ( $n$ ) вказує на номер енергетичного рівня. Тому для  $3d^l$ ,  $3d^5$  енергетичний рівень дорівнює 3, а для  $4s^l$ ,  $4s^2$  електронів – чотирьом.

Орбітальне квантове число ( $l$ ) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі:  $s, p, d$  або  $f$ , значення  $l$  для всіх  $d$ -електронів однакові – 2, а для  $s$ -електронів – 0. Маємо:



- графічне зображення  
валентних електронів  $Tc$

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
$3d^1$	4	2	-2	-1/2
$3d^2$	4	2	-1	-1/2
$3d^3$	4	2	0	-1/2
$3d^4$	4	2	+1	-1/2
$3d^5$	4	2	+2	-1/2
$4s^1$	5	0	0	-1/2
$4s^2$	5	0	0	+1/2

Кількість орбіталей на тому чи іншому підрівні обумовлена магнітним квантовим числом  $m_l = 2l + 1$  і маємо для  $s$ -підрівня = 1, для  $p = 3$ , для  $d = 5$ , для  $f = 7$  енергетичних комірок. Кожна комірка має своє значення, яке визначається за формулою  $m_l = -l \dots 0 \dots +l$ .

Так, енергетична комірка на  $s$ -підрівні – одна, її магнітне квантове число набуває значення «0».

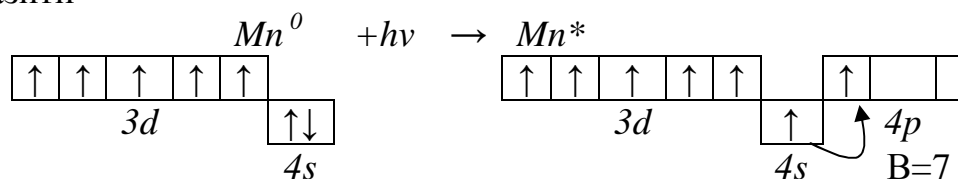
На  $p$ -підрівні – 3 енергетичні комірки, які мають значення  $m_l$  – «-1», «0», «+1». На  $d$ -підрівні – 5 комірок зі значенням  $m_l$  – «-2», «-1», «0», «+1», «+2». Так само для  $f$ -підрівня значення  $m_l$  становить «-3», «-2», «-1», «0», «+1», «+2», «+3».

Таким чином, для  $3d^l$  електрона  $m_l$  дорівнює «-2», а для  $4s^l$  – «0».

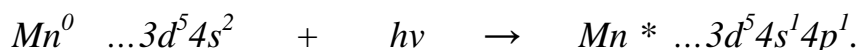
Спінове квантове число ( $m_s$ ) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення  $+1/2$  та  $-1/2$ . Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для  $3d^1$ - $3d^5$  і  $4s^1$  це значення «-1/2», а у  $4s^2$  – антипаралельного електрона – «+1/2».

Приклад 4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

*Розв'язання:* Валентні електрони  ${}_{25}\text{Mn} \dots 3d^5 4s^2$  можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на  $4s$  орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На наступному  $4p$  підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з  $4s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому  $\text{Mn}^*$

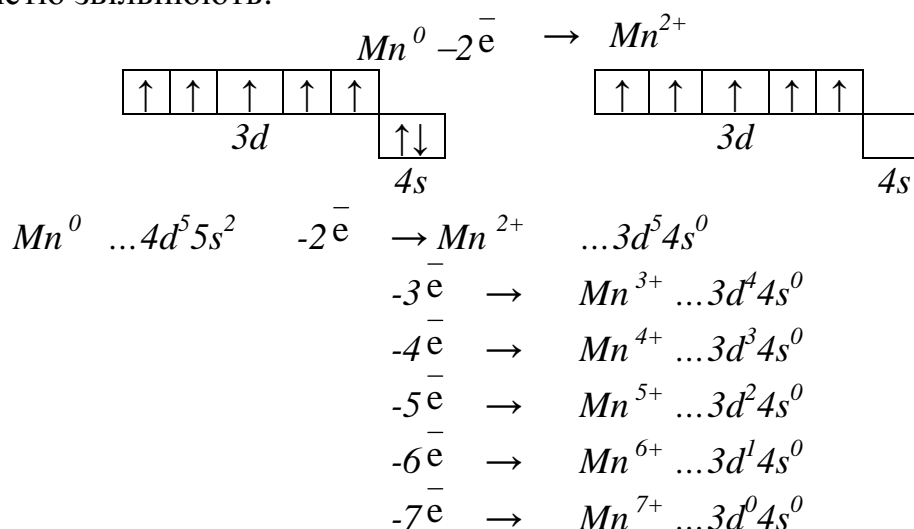


У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для  $\text{Mn}^*$  валентність дорівнює 7.

Збуджених станів може бути декілька. Це залежить від кількості пар спарених електронів.

Приклад 5. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів:  $\text{Mn}$  (Манган).

*Розв'язання:* Йони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом  $\text{Mn}$  не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень  $4s$  у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній  $4d$  підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закритий – «екранований» зовнішніми  $4s$ -електронами. Тому атом  $\text{Mn}$  може тільки віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі і завжди їх повністю звільнюють:



Звідси зрозуміло, що у *Mn* можуть бути 7 ступенів окиснення:  $Mn^0$ ,  $Mn^{+2}$ ,  $Mn^{+3}$ ,  $Mn^{+4}$ ,  $Mn^{+5}$ ,  $Mn^{+6}$ ,  $Mn^{+7}$ .

Приклад 6. Визначити положення елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва за його електронною формулою  $...4s^23d^{10}4p^65s^24d^6$ .

*Розв'язання:* Валентні електрони елементу:  $...5s^24d^6$ . Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів:  $2 + 6 = 8$  позначає номер групи – 8. Елемент належить до *d*-родини. Елементи *s*- і *p*-родин належать до головних підгруп, а елементи *d*- і *f*-родин – до побічних підгруп.

*Відповідь:* елемент, який має  $...5s^24d^6$  валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей елемент - *Ru* - рутеній.

### **Полярність хімічного зв'язку, геометрична форма молекул**

Приклад 1. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах  $AlCl_3$ ,  $H_2S$ ,  $AsH_3$

*Розв'язання:* Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей атомів які утворюють зв'язок. Для цього скористаємось даними таблиці у **додатку 1**.

$AlCl_3$	$EN_{Al} = 1.6$	$EN_{Cl} = 3.0$	$\Delta EN = 1,4$
$H_2S$	$EN_H = 2.1$	$EN_S = 2.6$	$\Delta EN = 0,5$
$AsH_3$	$EN_H = 2.1$	$EN_{As} = 2$	$\Delta EN = 0,1$

Максимальне значення  $\Delta EN$  у  $AlCl_3 = 1,4$ , з наведених це є найполярніший зв'язок.

Приклад 2. Визначити геометричну форму молекул  $AlCl_3$ ,  $H_2S$ ,  $AsH_3$  та  $BCl_3$ ,  $CCl_4$ .

*Розв'язання:* По-перше, необхідно встановити, до якого типу молекул належать молекули заданих речовин (типи:  $A_2$ ,  $AB$ ,  $B_2$ ,  $A_2B$ ,  $A_3B$ ,  $AB_2$ ,  $AB_3$ ,  $AB_4$ ; де **A** – атом менш електронегативного елемента, **B** – більш електронегативного елемента). Якщо це молекули  $A_2$ ,  $AB$ ,  $B_2$ , то вони двоатомні і мають лінійну форму. Якщо молекули складаються з більш ніж двох атомів, то необхідно:

○Знайти центральний атом та його валентність:

$AlCl_3$ , центральний атом *Al*, валентність III;

$H_2S$  центральний атом *S*, валентність II;

$AsH_3$  центральний атом *As*, валентність III;

$BCl_3$  центральний атом *B*, валентність III;

$CCl_4$  центральний атом *C*, валентність IV.

○ Скласти електронну та електронно-графічну формули енергетичних рівнів центрального атома, електрони яких беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Оскільки центральні атоми – елементи головних підгруп, то їх валентні електрони розміщені тільки на зовнішньому енергетичному рівні:  $_{13}\text{Al} \dots 3s^2 3p^1$ ,  $_{16}\text{S} \dots 3s^2 3p^4$ ,  $_{15}\text{As} \dots 4s^2 4p^3$ ,  $_{4}\text{Be} \dots 2s^2$ ,  $_{5}\text{B} \dots 2s^2 2p^1$ ,  $_{6}\text{C} \dots 2s^2 2p^2$ .

○ Порівняти валентність центрального атома в молекулі з кількістю його неспарених електронів у незбудженому стані. Якщо є незбіжність, то спостерігається гібридизація валентних орбіталей, якщо ж збігається, - то гібридизація відсутня.

**$\text{AlCl}_3$ .** Для атома  $\text{Al}$  кількість неспарених електронів у нормальному (не збудженому) стані дорівнює одиниці, а в сполуці його валентність – III. Тобто атом  $\text{Al}$  повинен перейти до збудженого стану:  $3s^2 + h\nu \rightarrow 3s^1 3p^2$ .

В утворенні зв'язку повинні брати участь один  $s$ - і два  $p$ -електрони, слід припустити гібридизацію одного  $s$ - і двох  $p$ -електронів, це  $sp^2$ -гібридизація атомних орбіталей центрального атома  $\text{Al}$ . Утворює молекули плоско трикутної форми з валентним кутом  $120^\circ$ .

**$\text{H}_2\text{S}$ .** Для атома  $\text{S}$  кількість неспарених електронів у не збудженому стані дорівнює двом, збігається з його валентністю в  $\text{H}_2\text{S}$ . Оскільки обидва неспарених електрона орієнтовані по двох взаємно перпендикулярних осях, молекули сполуки матимуть кутову форму з валентним кутом  $\approx 90^\circ$ .

**$\text{AsH}_3$ .** Атом  $\text{As}$  в молекулі має три неспарених електрони, тому для нього не потрібно збудженого стану. Три ковалентні зв'язки розташовуються під кутом до атома  $\text{As}$ , який знаходиться у вершині тригональної піраміди.

**$\text{BCl}_3$ .** Для атома  $\text{B}$  кількість неспарених електронів у нормальному (не збудженому) стані дорівнює одиниці, а в сполуці його валентність – III. Тобто атом  $\text{B}$  повинен перейти до збудженого стану:  $2s^2 + h\nu \rightarrow 2s^1 2p^2$ .

В утворенні зв'язку повинні брати участь один  $s$ - і два  $p$ -електрони, слід припустити гібридизацію одного  $s$ - і двох  $p$ -електронів, це  $sp^2$ -гібридизація атомних орбіталей центрального атома  $\text{B}$ , утворює молекули плоско трикутної форми з валентним кутом  $120^\circ$ .

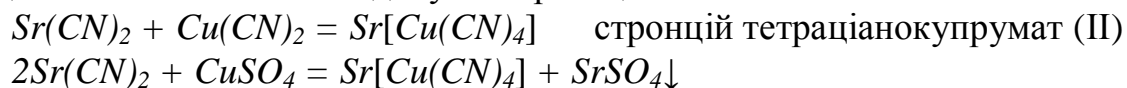
**$\text{CCl}_4$ .** Для атома  $\text{C}$  кількість неспарених електронів у нормальному (не збудженому) стані дорівнює двом, а в сполуці його валентність – IV. Тобто атом  $\text{C}$  повинен перейти до збудженого стану:  $2s^2 + h\nu \rightarrow 2s^1 2p^3$ .

В утворенні зв'язку повинні брати участь один  $s$ - і три  $p$ -електрони, слід припустити гібридизацію одного  $s$ - і трьох  $p$ -електронів, це  $sp^3$ -гібридизація атомних орбіталей центрального атома  $\text{C}$ . Утворює тетраedr, в якому кут дорівнює  $109^\circ 28'$ .

## Комплексні сполуки

Приклад 1. З частинок  $Cu^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $CN^-$  скласти формулу комплексної сполуки та рівняння реакцій за якими можна добути ці сполуки. Дати назву сполуці.

*Розв'язання.* Треба визначити центральний атом – комплексоутворювач. Це може бути  $Cu^{2+}$  або  $Sr^{2+}$ , оскільки в більшості випадків центральний атом – це позитивно заряджений йон. Найчастіше це  $d$ -елемент, у даному випадку йон  $Cu^{2+}$   $d$ -елемент, тобто він може бути комплексоутворювачем. К.ч., як правило, вдвічі більше за ступінь його окиснення, тобто дорівнює 4. Йони  $Sr^{2+}$ ,  $s$ -елемента утворюватимуть зовнішню сферу комплексної сполуки, а ліганди – нейтральні молекули або негативні йони – це  $CN^-$ . Отже, отримана формула  $Sr[Cu(CN)_4]$  Наведений комплекс можна добути за реакціями:



Приклад 2. Дати назву сполукам:  $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$ ,  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$ ,  $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ ,  $[Cr(H_2O)_6]Br_3$ ,  $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ ,  $Ca[BeF_4]$

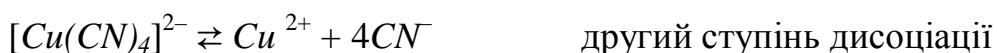
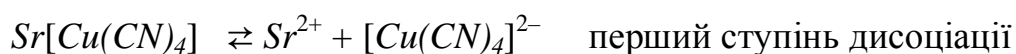
*Розв'язання:*

Відповідно таблиці 4 назви комплексних сполук наступні:

- $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$  – тетрааміннікеля(II) хлорид;
- $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$  – тетрааміндихлороплатини(IV) сульфат;
- $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$  – пентаамінхлорокобальта(III) хлорид;
- $[Cr(H_2O)_6]Br_3$  – гексааквахрома(III) бромід;
- $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$  – тетраамінкупрума(II) гідроксид;
- $Ca[BeF_4]$  – кальцій тетрафлуороберилат(II).

Приклад 3. Записати рівняння процесу дисоціації комплексної сполуки  $Sr[Cu(CN)_4]$ .

*Розв'язання:*



Приклад 4. Навести вираз для константи нестійкості комплексного йона  $[Cu(CN)_4]^{2-}$ .

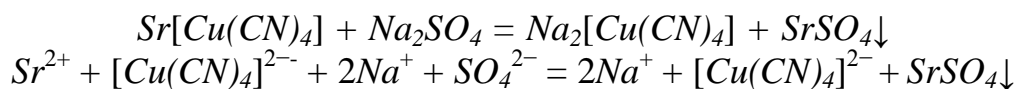
*Розв'язання:* Другий ступінь дисоціації – процес зворотний, його можна охарактеризувати константою хімічної рівноваги або константою нестійкості що до наведеного випадку.

$$K_n([Cu(CN)_4]^{2-}) = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [CN^-]^4}{([Cu(CN)_4]^{2-})} = 5 \cdot 10^{-28}.$$



Приклад 5. Скласти рівняння реакції обміну між комплексною сполукою  $Sr[Cu(CN)_4]$  і сульфатом натрію.

*Розв'язання.* Рівняння реакції має вигляд:

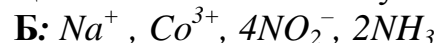
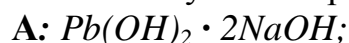


З наведеного рівняння витікає, що в даному випадку внутрішня сфера комплексної сполуки у хімічній реакції веде себе як єдине ціле з негативно зарядженим ступенем окиснення, це іон  $[Cu(CN)_4]^{2-}$ .

### Завдання до контрольної роботи ( розділ 2)

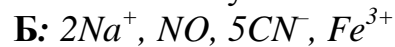
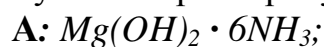
**21. А)** З наведених електронних формул визначити валентні електрони та дати їм характеристику за допомогою 4-х квантових чисел. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду;  $5p^6 6s^2 5d^3$ ,  $4p^6 5s^2 4d^{10}$

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та записати можливі рівняння реакції їх утворення, дати назви. Вказати назви та заряди усіх складових частин комплексної сполуки. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



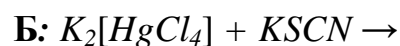
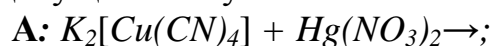
**22. А)** Записати електронні формули атомів, вказати валентні електрони та до якої родини належать елементи. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера групи:  $As$ ,  $Te$ .

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та дати назви. Записати рівняння дисоціації комплексних сполук та вирази константи нестійкості комплексних йонів. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



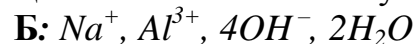
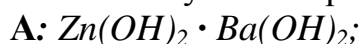
**23. А)** Записати електронні формули атомів, вказати валентні електрони та до якої родини вони належать. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст порядкового номера елемента:  $Al$ ,  $O$ .

**Б)** Дати назву комплексним сполукам А і Б, написати рівняння дисоціації А і Б, молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну між комплексом та сіллю. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих сполук.



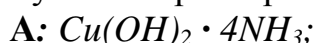
**24. А)** Записати електронні формули атомів, згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів, вказати валентні електрони. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст порядкового номера елемента: *Cl, V*.

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та записати можливі рівняння реакції їх утворення, дати назви. Вказати назви та заряди усіх складових частин комплексної сполуки. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



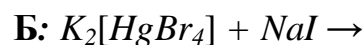
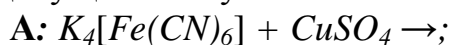
**25. А)** З наведених електронних формул визначити валентні електрони та дати їм характеристику за допомогою 4-х квантових чисел. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), чи відрізняються елементи головних та побічних підгруп:  $3p^6 4s^2 3d^3$ ;  $5s^2 4d^{10} 5p^3$ .

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та дати назви. Записати рівняння дисоціації комплексних сполук та вирази константи нестійкості комплексних йонів. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



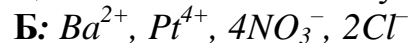
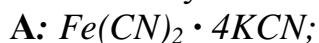
**26. А)** Записати електронні формули атомів, вказати валентні електрони та записати формули атомів у збудженому стані, вказати їх валентність. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера групи: *N, Mn*.

**Б)** Дати назву комплексним сполукам А і Б, написати рівняння дисоціації А і Б, молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну між комплексом та сіллю. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих сполук.



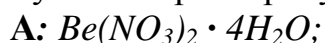
**27. А)** З наведених електронних формул визначити валентні електрони та визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), чим відрізняються елементи головних та побічних підгруп:  $3p^6 4s^2 3d^6$ ,  $5s^2 4d^{10} 5p^3$ .

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та записати можливі рівняння реакції їх утворення, дати назви. Вказати назви та заряди усіх складових частин комплексної сполуки. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



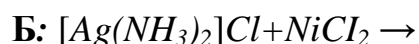
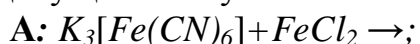
**28. А)** Записати електронні формули атомів, вказати валентні електрони та записати формули атомів у збудженому стані, вказати їх валентність. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду: *Na, I*.

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та дати назви. Записати рівняння дисоціації комплексних сполук та вирази константи нестійкості комплексних йонів. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



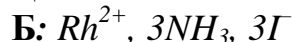
**29. А)** Записати електронні формули атомів, згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів, вказати валентні електрони. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст порядкового номера елемента: *Cl, V*.

**Б)** Дати назву комплексним сполукам А і Б, написати рівняння дисоціації А і Б, молекулярні та йонні рівняння реакцій обміну між комплексом та сіллю. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих сполук.



**30. А)** З наведених електронних формул визначити валентні електрони та дати їм характеристику за допомогою 4-х квантових чисел. Визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду;  $5p^6 6s^2 5d^8$ ,  $4p^6 5s^2 4d^{10}$

**Б)** Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та записати можливі рівняння реакції їх утворення, дати назви. Вказати назви та заряди усіх складових частин комплексної сполуки. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



### Розділ 3 ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Після вивчення матеріалу цього розділу *необхідно знати* такі поняття «фаза», «система», «тепловий ефект»; параметри системи та функції стану системи, екзотермічний та ендотермічний процеси. *Вміти* розраховувати тепловий ефект хімічній реакції, ентропійний фактор системи та можливість самовільного перебігу реакції. Мати уявлення про основні поняття хімічної кінетики, про залежність швидкості хімічної реакції від різних факторів. *Вміти* записати вираз для швидкості та константи рівноваги згідно із законом діючих мас, визначати напрям

зміщення рівноваги при зміні в системі одного з факторів; характер зміни параметрів у системі з метою зміщення рівноваги в бажаному напрямку; придбати практичні навички розрахунків з хімічної кінетики.

### **3.1 Термохімія**

#### **3.1.1 Енергетика хімічних процесів** ([1] С.169 - 208, [5] С.95 – 121)

Хімічна термодинаміка використовує деякі поняття: *термодинамічна система*. Системи можуть бути *гомогенними* та *гетерогенними*.

#### **3.1.2 Теплові ефекти реакцій** ([1] С.170 - 173, [5] С.98 – 101)

За тепловим ефектом хімічної реакції поділяються на 2 групи: *екзотермічні* та *ендотермічні*.

#### **3.1.3 Внутрішня енергія**

Кожна система має певний запас енергії, яку називають *внутрішньою енергією* ( $U$ ). ([2] С.199 - 201, [3] С.97 – 98)

#### **3.1.4 Термохімічні закони** ([2] С.172, [3] С.101)

Наслідки закону Гесса  $\Delta H_{298}^{\circ} \text{ утв} = -\Delta H_{298}^{\circ} \text{ розкл}$   
 $\Delta H_{x.p.} = \sum n\Delta H_{\text{утв}} (\text{кінц.}) - \sum n\Delta H_{\text{утв}} (\text{вихідн.})$

Для термохімічних обчислень використовують наслідки із закону Гесса (стандартні термодинамічні константи наведено у додатках методичних вказівок).

Ентропія ([2] С.202, [3] С.102).  $\Delta S = \frac{Q}{T}$ .

Термодинамічна функція стану системи ([2] С.203, [3] С.103).

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S; \quad G = f(p, T)$$

### **3.2. Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій**

*Хімічна кінетика* – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм. ([1] С.174 - 198, [5] С.110 – 121)

#### **3.2.1 Закон діючих мас** ([1] С.176, [5] С.111)

Вплив температури на швидкість хімічної реакції [2] С.179, [3] С.113.

#### **3.2.2 Хімічна рівновага** ([1] С.188- 109, [5] С.117- 119)

#### **3.2.3 Зміщення хімічної рівноваги . Принцип Ле-Шательє** ([1] С.190- 199, [5] С.119- 121).

### Розділ 3.3 Розчини

Після вивчення матеріалу цього розділу студенти *повинні знати*: які системи називаються розчинами, що є основою якісних та кількісних методів визначення складу розчинів, основні положення сольватної теорії Д.І. Менделєєва; класифікацію розчинів за способом їх складу та фізико-хімічні величини, які необхідно при цьому використовувати; вміти визначати способи виразу концентрації розчинів, а також робити перерахунки з одної концентрації на іншу. Мати уявлення про сильні та слабкі електроліти, дисоціацію, константи та ступені дисоціації; уявляти собі що таке кислоти, основи та солі за теорією електролітичної дисоціації; що таке водневий показник, вміти писати рівняння гідролізу солей. ([2] С. 217 - 270, [3] С.123 - 177)

**4.1. Способи визначення складу розчинів** ([1] С.219-220, [5] С.147-149)

**4.2 Колігативні властивості розведених розчинів** ([1] С.228-237, [5] С.149-156)

**4.3 Водні розчини електролітів** ([1] С.237- 258, [5] С.158 - 171)

**4.3.1 Сильні електроліти** ([1] С.246- 255, [5] С.160- 161)

**4.3.2 Йонний добуток води. Водневий показник** ([1] С.259, [5] С.164-161)

**4.3.2 Гідроліз солей** ([1] С.264 - 270, [5] С.171 - 173)

#### 3.1.5 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Розрахувати ентальпію хімічного процесу

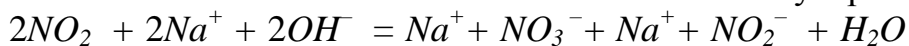


та визначити який це процес.

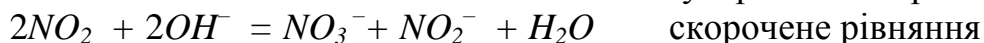
*Розв'язання:* Якщо в рівнянні є сполуки які дисоціюють, то доцільно записати скорочене молекулярно-йонне рівняння:



повне молекулярне рівняння,



повне молекулярно-йонне рівняння



Вказуємо  $\Delta H_{298}^0$  табличні в кДж/моль під формулами скороченого рівняння.

Правило Гесса у загальному вигляді:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum n\Delta H_{298}^0 (\text{кінц.}) - \sum n\Delta H_{298}^0 (\text{вихідн.})$$

Для даного рівняння має вигляд:

$$\Delta H_{x.p.} = [\Delta H_{298}^0(NO_3^-) + \Delta H_{298}^0(NO_2^-) + \Delta H_{298}^0(H_2O)] - [2\Delta H_{298}^0(NO_2) + 2\Delta H_{298}^0(OH^-)] = [-206,6 + (-106,3) + (-285,8)] - [2 \cdot 33,5 + 2(-229,94)] = 498,7 - (-392,88) = -498,7 + 392,88 = -105,82 \text{ кДж}$$

Відповідь:  $\Delta H_{x.p.} < 0$  (-105,82 кДж), процес екзотермічний, тепло виділяється.

Приклад 2. Визначити можливість самовільного перебігу реакції за стандартних умов:  $CO(g) + H_2O(p) = CO_2(g) + H_2(g)$   
 $-137,27 \quad -237,19 \quad -394,38 \quad 0$

Розв'язання: Відомо, що  $\Delta G$  є функцією стану,  $\Delta G_{298}^\circ$  – табличні данні (додаток 4), маємо:

$$\Delta G_{x.p.} = \sum n\Delta G_{298}^\circ \text{прод. (кінц.)} - \sum n\Delta G_{298}^\circ \text{поч. реч. (вихідн.)}$$

$$\Delta G_{x.p.} = -394,38 - (-137,27 - 237,19) = -19,28 \text{ кДж}$$

Відповідь: пряма реакція можлива за стандартних умов, оскільки  $\Delta G < 0$ .

Приклад 3. Реакція описується рівнянням:  $NH_4Cl(k) = NH_3(g) + HCl(g)$ . Визначте можливість самодовільного перебігу реакції за стандартних умов. При якій температурі почнеться розклад  $NH_4Cl$ ?

Розв'язання: Обчислимо  $\Delta G$  за рівнянням:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . Функції стану визначаємо:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum n\Delta H_{298}^\circ \text{ утв (кінц.)} - \sum n\Delta H_{298}^\circ \text{ утв (вихідн.)}$$

$$\Delta S_{x.p.} = \sum n\Delta S_{298}^\circ \text{ утв. (кінц.)} - \sum n\Delta S_{298}^\circ \text{ утв. (вихідн.)}$$

$$\text{Тому: } \Delta H_{x.p.} = (\Delta H_{298}^\circ (NH_3) + \Delta H_{298}^\circ (HCl)) - \Delta H_{298}^\circ (NH_4Cl) =$$

$$= (-46,19 - 32,30) - (-313,39) = 176,9 \text{ кДж/моль,}$$

де  $\Delta H_{298}^\circ$  табличні значення

$$\Delta S_{x.p.} = (S_{298}^\circ (NH_3) + S_{298}^\circ (HCl)) - S_{298}^\circ (NH_4Cl) =$$

$$= (192,5 + 186,7) - 94,56 = 284,6 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)} = 0,2846 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)}$$

$$\Delta G_{x.p.} = 176,9 - 0,2846 \cdot 298 = 176,9 - 84,8 = 92,1 \text{ кДж/моль}$$

Оскільки  $\Delta G_{x.p.} > 0$ , то за стандартних умов реакція неможлива, відбувається зворотня реакція. Обчислюємо температуру, при якій  $\Delta G_{x.p.} = 0$ , тобто  $\Delta H = T\Delta S$ :

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{176,9}{0,2846} = 621,5 \text{ К}$$

Відповідь: реакція можлива при температурі 621,6 К (621,5–273 = 348,8°C)

Приклад 4. Визначте зміну ентропії  $\Delta S$  процесу плавлення 90 г льоду, тобто фазового переходу  $H_2O(\kappa) - H_2O(p)$ , за стандартними умовам.

*Розв'язання:* Функція стану  $\Delta S$  може бути обчислена за І наслідком закону Гесса:

$$\Delta S_{\text{плав.}} = S^{\circ}_{298} H_2O(p) - S^{\circ}_{298} H_2O(\kappa) = 70,1 - 39,3 = 30,8 \text{ Дж/(моль К)}.$$

Обчислюємо кількість моль льоду  $\nu$ :

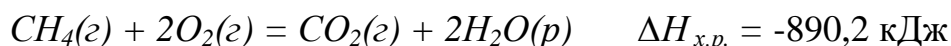
$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{90 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

Зміна ентропії при плавленні 90 г льоду дорівнює:

$$\Delta S_{\text{плав}} = 30,8 \text{ Дж/(моль К)} \cdot 5 \text{ моль} = 154 \text{ Дж/К}.$$

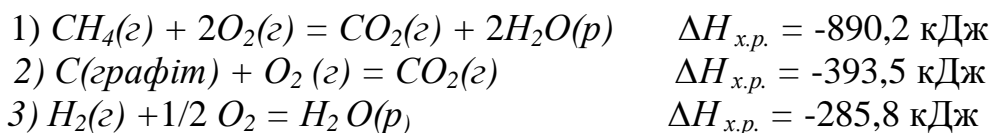
*Відповідь:*  $\Delta S_{\text{плав}} = 154 \text{ Дж/К} = 0,154 \text{ кДж/К}$ .

Приклад 5. Реакція горіння метану визначається за рівнянням:

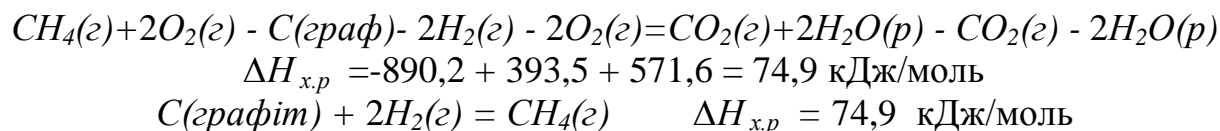


Визначити теплоту утворення метану, якщо відомі значення теплот утворення  $CO_2$  та  $H_2O$  (табличні дані).

*Розв'язання:* Треба визначити тепловий ефект реакції, термохімічне рівняння якої має вигляд:  $C(\text{графіт}) + 2H_2(\text{г}) = CH_4(\text{г}) \quad \Delta H_{\text{x.p.}} = ?$   
Використовуємо наступні дані:



Із термохімічними рівняннями можна поводитися як з алгебраїчними: рівняння (3) помножити на 2, а потім суму (2) і (3) рівнянь вилучити з рівняння (1):



Оскільки теплота утворення дорівнює теплоті розкладу з протилежним знаком, то  $\Delta H_{\text{утв.}} = -\Delta H_{\text{розкл.}}$ ;  $\Delta H_{\text{утв.}}(CH_4) = -74,9 \text{ кДж/моль}$

Такий самий результат можна отримати:

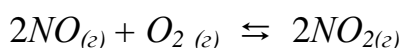
$$\begin{array}{l} \Delta H_{\text{x.p.}} = \Delta H(CO_2) + 2\Delta H(H_2O) - \Delta H(CH_4) - 2\Delta H(O_2) \\ \Delta H(CH_4) = \Delta H_{\text{x.p.}} - \Delta H(CO_2) - 2\Delta H(H_2O) = -890,0 + 393,5 + 2 \cdot 285,6 = -74,9 \text{ кДж} \\ \text{Відповідь: } \Delta H_{\text{утв.}}(CH_4) = -74,9 \text{ кДж.} \end{array}$$

### 3.2. Хімічна кінетика

#### 3.2.4 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. В гомогенній системі  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$  рівноважні концентрації реагуючих речовин при сталій температурі становить  $[NO] = 0,4$  моль/дм<sup>3</sup>,  $[O_2] = 0,2$  моль/дм<sup>3</sup>,  $[NO_2] = 1,2$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити константу рівноваги та концентрації вихідних речовин.

*Розв'язання:* Для наведеної системи:



вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K_p = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} = \frac{1,2^2}{0,4^2 \cdot 0,2} = \frac{1,44}{0,16 \cdot 0,2} = 45.$$

За рівнянням 2 моль  $NO$  реагує з 1 моль  $O_2$  та утворюється 2 моль  $NO_2$ . На утворення 1,2 моль  $NO_2$  витрачено 1,2 моль  $NO$  та 0,6 моль  $O_2$  тоді

$$C_{\text{вих}}(NO) = [NO] + 1,2 = 0,4 + 1,2 = 1,6 \text{ моль/дм}^3$$
$$C_{\text{вих}}(O_2) = [O_2] + 0,6 = 0,2 + 0,6 = 0,8 \text{ моль/дм}^3$$

Приклад 2. Визначити як зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі, якщо тиск зменшиться у 2 рази:  $CO_{2(г)} + C(m) = 2CO_{(г)}$

*Розв'язання:* Згідно з законом діючих мас, швидкості реакцій в гетерогенній системі становлять:

$$v_{\text{пр}} = \bar{K} [CO_2] \text{ const} = K' [CO_2] \quad v_{\text{зв}} = \bar{K} [CO]^2$$

Якщо тиск зменшиться у 2 рази (використовуємо тиск ( $P$ ) замість концентрації ( $C$ )), а вирази для швидкостей будуть мати вигляд:

$$v'_{\text{пр}} = \bar{K} [1/2 CO_2] = 1/2 \bar{K} [CO_2] \quad v'_{\text{зв}} = \bar{K} [1/2 CO]^2 = 1/4 \bar{K} [CO]^2$$

Співвідношення  $v'_{\text{пр}}/v_{\text{пр}} = 1/2 K' [CO_2] / K' [CO_2] = 1/2$ , вказує, що швидкість прямої реакції зменшиться у 2 рази.

Співвідношення  $v'_{\text{зв}}/v_{\text{зв}} = 1/4 K [CO_2]^2 / K [CO_2]^2 = 1/4$ , вказує, що швидкість зворотної реакції зменшиться у 4 рази.

Приклад 3. Визначити як зміниться швидкість реакції в гомогенній системі при зниженні температури з 90 до 60<sup>0</sup>С, якщо  $\gamma = 3$ .

*Розв'язання:* Згідно з правилом Вант-Гоффа :

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$



де  $v_2$ ,  $v_1$  – швидкості реакцій за температурах  $T_1$  та  $T_2$ ,  $\Delta T$  – зміна температури.

$$v_2 = v_1 \cdot 3^{\frac{60-90}{10}}, \quad v_2 = v_1 \cdot 3^{\frac{-30}{10}}, \quad v_2 = v_1 \cdot 3^{-3} = 1/9 v_1$$

*Відповідь:* швидкість реакції зменшиться у 9 разів.

Приклад 4. Як зміниться напрямок хімічної рівноваги в системі якщо:  $P \downarrow$ ,  $T \uparrow$ ,  $C_3 \uparrow$ ; або  $P \uparrow$ ,  $T \downarrow$ ,  $C_3 \downarrow$ .



*Розв'язання:* Для виявлення впливу температури на зсув рівноваги в системі визначаємо за  $\Delta H$ , що прямий процес – ендотермічний, а зворотній – екзотермічний.

При підвищенні температури за принципом Ле-Шательє рівновага зміщується в напрямку зворотного процесу, тобто  $T \uparrow \rightarrow$ , а при  $T \downarrow \leftarrow$ .

Для визначення дії тиску на рівновагу, рахуємо кількість моль газоподібних речовин до та після реакції: 3 та 2 відповідно. При зміні тиску рівновага в системі зміщується:  $P \uparrow \rightarrow$  (менша кількість моль газів),  $P \downarrow \leftarrow$  (більша кількість газоподібних сполук)

Якщо змінюється кількість третьої речовини –  $CO_2$ , то зміщення рівноваги відбудеться в протилежному напрямку:  $[CO_2] \uparrow \leftarrow$ ,  $[CO_2] \downarrow \rightarrow$ .

### 3.3 Розчини. Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Розчин виготовлено з 32 г  $AlCl_3$  та 168 г (розчинника) води. Густина розчину  $1,15 \text{ г/см}^3$ . Визначити масові та об'ємні концентрації.

*Розв'язання:* Масові концентрації – це масова частка ( $\omega$ ) та моляльна концентрація ( $C_m$ ). Визначити  $\omega$  можливо за формулою:

$$\omega = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ну}} = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ни} + m_{p-ка}}; \quad \omega = \frac{m_{p-ни}}{\rho \cdot V}$$

де  $\omega$  – масова частка розчиненої речовини;  $m_{p-ни}$  – маса розчиненої речовини;  $m_{p-ну}$  – загальна маса розчину;  $m_{p-ка}$  – маса розчинника;  $\rho$  – густина розчину,  $\text{г/см}^3$ ;  $V$  – об'єм розчину.

$$\omega = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ни} + m_{p-ка}} = \frac{32}{32 + 168} = \frac{32}{200} = 0,16 \text{ або } 16\%$$

Моляльна концентрація дорівнює:

$$C_m = \frac{\nu_{p-ни}}{m_{p-ка}}; \quad C_m = \frac{m_{p-ни} \cdot 1000}{M \cdot m_{p-ка}},$$

де  $m_{p-ни}$  і  $m_{p-ка}$  – маса розчиненої речовини і розчинника;  $M$  – молярна маса розчиненої речовини. Одиниця виміру молярності – **моль/кг**.

$$M(AlCl_3) = 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5 \text{ г/моль}$$

$$C_m = \frac{32 \cdot 1000}{133,5 \cdot 168} = 1,427 \text{ моль/кг.}$$

Об'ємні концентрації – це молярна ( $C_M$ ), молярна еквівалента (стара назва – нормальна концентрація,  $C_H$ ) ( $C_{Мекв}$ ) та титр ( $T$ ) розчину.

$$C_M = \frac{V_{p-ни}}{V_{p-ну}}; \quad C_M = \frac{m_{p-ни}}{M_{p-ни} \cdot V_{p-ну}}$$

$$C_H = C_{Мекв} = \frac{n_{екв \text{ } p-ни}}{V_{p-ну}}; \quad C_{Мекв} = \frac{m_{p-ни}}{M_{екв \text{ } p-ни} \cdot V_{p-ну}}$$

$$T = \frac{m_{p-ни}}{V_{p-ну}}; \quad T = \frac{C_{Мекв} \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

Треба визначити об'єм розчину, який дорівнює:

$$V = \frac{m_{p-ни}}{c}$$

Тоді:

$$C_M = \frac{m_{p-ни} \cdot \rho}{M_{p-ни} \cdot m_{p-на}} = \frac{32 \cdot 1,15 \cdot 10^3}{133,5 \cdot 200} = 1,38 \text{ моль / дм}^3$$

$$C_{Мекв} = \frac{m_{p-ни} \cdot \rho}{f_{екв} \cdot M_{p-ни} \cdot m_{p-на}} = \frac{32 \cdot 1,15 \cdot 10^3}{\frac{1}{3} \cdot 133,5 \cdot 200} = 4,14 \text{ моль / дм}^3$$

або

$$C_{Мекв} = \frac{1}{f_{екв} \cdot C_M} = 3 \cdot C_M = 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ моль / дм}^3$$

$$T = \frac{C_M \cdot M}{1000} = \frac{1,38 \cdot 133,5}{1000} = 0,184 \text{ г / см}^3$$

*Відповідь.* Масові концентрації:  $\omega = 0,16$ ;  $C_m = 1,427 \text{ моль/кг}$  ;

об'ємні :  $C_M = 1,38 \text{ моль/дм}^3$ ;  $C_{Мекв} = 4,14 \text{ моль/дм}^3$ ;  $T = 0,184 \text{ г/см}^3$ .

Приклад 2. Яку масу соди  $Na_2CO_3$  треба взяти для приготування  $250 \text{ см}^3$   $0,25 \text{ М}$  розчину?

*Розв'язання:* Визначаємо кількість речовини  $Na_2CO_3$ , яка міститься у  $250 \text{ см}^3$  або  $0,25 \text{ дм}^3$ :

$$v(Na_2CO_3) = C_M \cdot V = 0,25 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,25 \text{ дм}^3 = 0,0625 \text{ моль}$$

Масу  $Na_2CO_3$ , необхідну для приготування розчину обчислимо:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \nu \cdot M = 0,0625 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 6,625 \text{ г};$$

де  $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$ .

*Відповідь.* Для виготовлення  $250 \text{ см}^3$   $0,25 \text{ М}$  розчину треба взяти наважку соди (карбонату натрію) масою  $6,625 \text{ г}$ .

Приклад 3. Сірководень об'ємом  $14 \text{ см}^3$  розчинили у воді масою  $500 \text{ г}$  (н.у.). Обчислити масову частку сірководню в розчині.

*Розв'язання.* Визначаємо кількість речовини сірководню, розчиненого у воді:

$$\nu(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_m} = \frac{0,014}{22,4} = 0,000625 \text{ моль}.$$

Маса розчиненого сірководню дорівнює:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = \nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = 0,000625 \cdot 34 = 0,02125 \text{ г},$$

де  $M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}$

Маса розчину дорівнює:

$$m_{\text{розч}} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{S}) = 500 + 0,02125 \approx 500,02 \text{ г}$$

Масова частка сірководню в цьому розчині дорівнює:

$$\omega = \frac{m_{\text{р-ни}}}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{0,02125}{500,02} = 0,424 \cdot 10^{-4} \text{ або } 0,424 \cdot 10^{-2}\% = 4,24 \cdot 10^{-3}\%$$

*Відповідь.* Масова частка  $\text{H}_2\text{S}$  у розчині  $0,424 \cdot 10^{-4}$ .

Приклад 4. Який об'єм води та розчину хлоридної кислоти з масовою часткою  $20\%$  та густиною  $1,1 \text{ г/см}^3$  треба взяти, щоб приготувати  $250 \text{ г}$  розчину з масовою часткою  $\text{HCl}$   $2\%$ .

*Розв'язання:* Вирішити це завдання можна скориставшись діагональною схемою або «правилом хреста». В лівий верхній кут треба помістити вищу концентрацію ( $20$ ), у нижній лівий – меншу концентрацію ( $0$  для розчинника  $\text{H}_2\text{O}$ ), в центрі – концентрацію яку готують:

$$\begin{array}{ccc} \text{HCl} & 20 & \searrow \\ & & 2 \\ \text{H}_2\text{O} & 0 & \nearrow \end{array} \begin{array}{l} \rightarrow 2 \text{ масових частин } 20\text{-го розчину } \text{HCl} \\ \rightarrow 18 \text{ масових частин розчинника } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

Числа **2**, **18** одержано при відніманні по діагоналі від більшого числа менше ( $20 - 2 = 18$ ;  $2 - 0 = 2$ ) і вказують у якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду:  $2 : 18 = 1 : 9$ .

Для одержання  $250 \text{ г}$   $2\%$  розчину треба змішати:

$$m(\text{HCl}) = 250 \cdot \frac{1}{1+9} = 25 \text{ г}; \quad V(\text{HCl}) = \frac{m}{\rho} = \frac{25}{1,1} = 22,7 \text{ см}^3;$$

$$m(H_2O) = 250 \cdot \frac{9}{1+9} = 225 \text{ г}; \quad V(H_2O) = \frac{225}{1,0} = 225 \text{ см}^3.$$

*Відповідь.* Для приготування 250 г 2% розчину  $HCl$  треба 22,7 см<sup>3</sup>  $HCl$  та 225 см<sup>3</sup> води ( $H_2O$ ).

Приклад 5. Приготувати 200 см<sup>3</sup> 0,1 М розчину сульфату міді з кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

*Розв'язання.* Визначаємо масу безводної солі:

$$m(CuSO_4) = M(CuSO_4) \cdot C_M \cdot V = 159,5 \cdot 0,1 \cdot 0,2 = 3,19 \text{ г}.$$

Знаходимо масу кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , відповідну безводній солі:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O & \text{містить} & 1 \text{ моль } CuSO_4 \\ 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 3,19 \text{ г } CuSO_4 \\ m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) & = & (249,5 \cdot 3,19) / 159,5 = 4,98 \text{ г}. \end{array}$$

*Відповідь.* Для приготування 200 см<sup>3</sup> 0,1 М розчину сульфату міді треба 4,98 г  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

### ***Розчини слабких електролітів***

Приклад 1. Обчислити ступінь дисоціації сірководневої кислоти за першим ступенем у 0,1М розчині, якщо константа дисоціації  $K_d = 1,1 \cdot 10^{-7}$ .

*Розв'язання.*  $H_2S$  дуже слабка кислота, тому використовуємо спрощене рівняння закону розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 1,05 \cdot 10^{-3}$$

*Відповідь:* ступінь дисоціації  $H_2S$  за 1 ступенем дорівнює 0,105 %.

Приклад 2. Обчислити концентрацію йонів  $OH^-$  в 0,01 М розчині  $NH_4OH$ , якщо  $K_{\text{дис}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$ .

*Розв'язання.* Концентрація йонів у розчині електроліту залежить від молярної концентрації електроліту, його ступеня дисоціації та кількості йонів даного типу, що утворюються, тобто:

$$C_{\text{іон}} = C \alpha n.$$

Для визначення концентрації йонів  $OH^-$  у розчині  $NH_4OH$  знаходимо ступінь дисоціації  $NH_4OH$ :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,77 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = 0,42 \cdot 10^{-1} = 0,042$$

Концентрація йонів  $OH^-$  дорівнює:

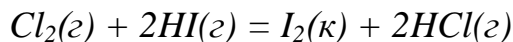
$$C(OH^-) = 0,01 \cdot 0,042 \cdot 1 = 0,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

*Відповідь:* концентрація йонів  $OH^-$  складає  $0,42 \cdot 10^{-3}$  моль

## Завдання до контрольної роботи (модулі ЗМ-Л2 та ЗМ-П2)

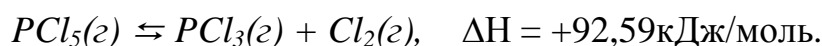
### Завдання до контрольної роботи (розділ 3)

**31. А)** Чи може у стандартних умовах самовільно протікати реакція (пряма) при 298 °С?



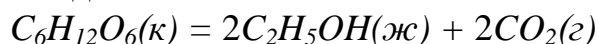
**Б)** Напишіть вираз для константи рівноваги гомогенної системи  $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$ . Як зміниться швидкість прямої реакції, якщо збільшити концентрацію водню в 3 рази?

**В)** Реакція протікає по схемі:



Як треба змінити а)температуру, б)тиск, в)концентрацію вхідних речовин, щоб зсунути рівновагу у бік прямої реакції?

**32. А)** Визначте значення  $\Delta H^\circ_{298}$  для реакції перетворення глюкози, що протікає в організмі людини:

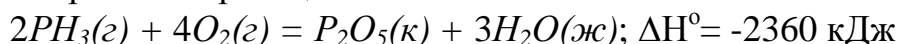


Чи багато енергії поставляє ця реакція організму?

**Б)** Константа рівноваги гомогенної системи  $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$  дорівнює 1. Розрахуйте концентрації усіх речовин у стані рівноваги, якщо вхідні концентрації  $[\text{CO}]_{\text{вх.}} = 3 \text{ моль/дм}^3$ ,  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{вх.}} = 2 \text{ моль/дм}^3$ .

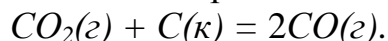
**В)** Визначте, як зміниться швидкість реакції у гомогенній газовій системі, якщо температуру збільшити від 30 до 70 °С. Температурний коефіцієнт = 2.

**33. А)** Визначте стандартну ентальпію ( $\Delta H^\circ_{298}$ ) утворення  $\text{PH}_3$ , якщо термохімічне рівняння реакції :



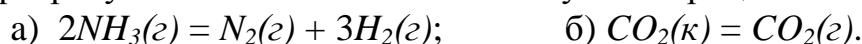
**Б)** Реакція протікає по схемі:  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ . Константа швидкості прямої реакції = 0,16. Вхідні концентрації реагуючих речовин:  $[\text{H}_2]_{\text{вх.}} = 0,04 \text{ моль/дм}^3$ ;  $[\text{I}_2]_{\text{вх.}} = 0,05 \text{ моль/дм}^3$ . Визначте швидкість прямої реакції.

**В)** Напишіть вираз для константи рівноваги гетерогенної системи:



Як треба змінити тиск у системі, щоб збільшити кількість продукту реакції  $\text{CO}$ ?

**34. А)** Без розрахунків визначте знак  $\Delta S^\circ$  наступних процесів:



Відповідь обґрунтуйте.

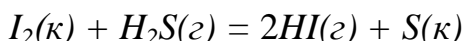
**Б)** Реакція протікає по схемі:  $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$ . Концентрації вхідних речовин були:  $[NO]_{\text{вх.}} = 0,03$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[O_2]_{\text{вх.}} = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup>. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію  $NO$  до  $0,06$  моль/дм<sup>3</sup>, а концентрацію  $O_2$  до  $0,10$  моль/дм<sup>3</sup>?

**В)** Напишіть вираз для константи рівноваги гомогенної системи:



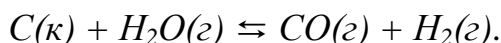
Як треба змінити температуру і тиск у системі, щоб збільшити кількість  $H_2$ ?

**35. А)** Чи може у стандартних умовах самостійно протікати реакція (пряма) при  $298^\circ\text{C}$ ?



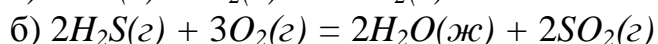
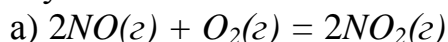
**Б)** Як зміниться швидкість реакції у гомогенній газовій системі, якщо знизити температуру на  $30$  град.? Температурний коефіцієнт  $= 3$ .

**В)** Напишіть вираз для константи рівноваги гетерогенної системи:



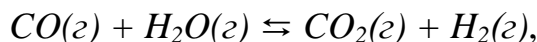
Як треба змінити концентрацію речовин і тиск у системі, щоб зсунути рівновагу у бік зворотної реакції – утворення водяного пару?

**36. А)** Без розрахунків визначте знак  $\Delta S^\circ$  наступних процесів:



Відповідь обґрунтуйте.

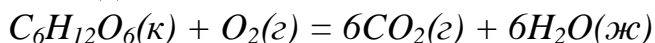
**Б)** Визначте константу рівноваги для гомогенної системи:



якщо концентрації реагуючих речовин у стані рівноваги:  
 $[CO]_{\text{р.}} = 0,004$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[H_2O]_{\text{р.}} = 0,064$  моль/дм<sup>3</sup>;  
 $[CO_2]_{\text{р.}} = 0,016$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[H_2]_{\text{р.}} = 0,016$  моль/дм<sup>3</sup>.

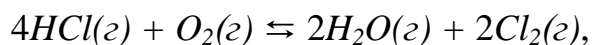
**В)** Реакція протікає по схемі:  $4HCl(g) + O_2(g) = 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$ . Константа швидкості прямої реакції  $= 0,14$ . Вхідні концентрації реагуючих речовин:  $[HCl]_{\text{вх.}} = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[O_2]_{\text{вх.}} = 0,3$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначте швидкість прямої реакції.

**37. А)** Визначте значення  $\Delta H^\circ_{298}$  для реакції перетворення глюкози, що протікає в організмі людини:



Чи багато енергії поставляє ця реакція організму?

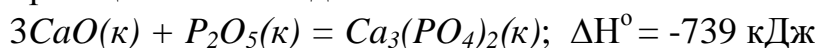
**Б)** Визначте константу рівноваги для гомогенної системи:



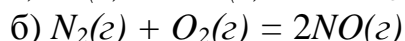
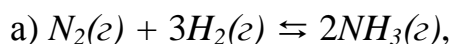
якщо концентрації реагуючих речовин у стані рівноваги:  $[HCl]_{р.} = 0,20$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[O_2]_{р.} = 0,32$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[H_2O]_{р.} = 0,14$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[Cl_2]_{р.} = 0,14$  моль/дм<sup>3</sup>.

В) Як зміниться швидкість реакції у гомогенній газовій системі, якщо збільшити температуру на 40 град.? Температурний коефіцієнт = 3.

**38. А)** Обчисліть  $\Delta H^\circ_{298}$  утворення ортофосфату кальцію, якщо термохімічна реакція має вигляд:



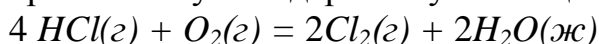
Б) У якій із двох гомогенних систем:



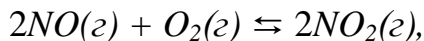
стан рівноваги зсувається при зміні тиску? Відповідь обґрунтуйте. Напишіть вираз констант рівноваги для кожній із систем.

В) Розрахуйте як зміниться швидкість гомогенної газової реакції, якщо знизити температуру від 150 до 90 °С. Температурний коефіцієнт = 1,5.

**39. А)** Чи можливе протікання у стандартних умовах цієї реакції?



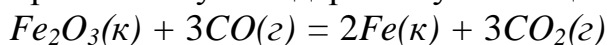
Б) Визначте константу рівноваги для гомогенної системи:



якщо концентрації реагуючих речовин у стані рівноваги:  $[NO]_{р.} = 0,20$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[O_2]_{р.} = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[NO_2]_{р.} = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>.

В) Розрахуйте як зміниться швидкість гомогенної газової реакції, якщо збільшити температуру від 120 до 200 °С. Температурний коефіцієнт = 3.

**40. А)** Чи можливе протікання у стандартних умовах цієї реакції?



Б) Константа рівноваги гомогенної системи  $N_2(\text{г}) + 3H_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2NH_3(\text{г})$  дорівнює 0,1. Концентрації водню і амоніаку у стані рівноваги:  $[H_2]_{р.} = 0,2$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[NH_3]_{р.} = 0,08$  моль/дм<sup>3</sup>. Розрахуйте концентрацію  $N_2$  у стані рівноваги та вхідну концентрацію  $N_2$ .

В) Як зміниться швидкість реакції у гомогенній газовій системі, якщо знизити температуру на 50 град.? Температурний коефіцієнт = 2.

**41. А)** До 100 см<sup>3</sup> 96% розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,84$  г/см<sup>3</sup>) додали 400 см<sup>3</sup> води. Отримали розчин з  $\rho = 1,225$  г/см<sup>3</sup>. Чому дорівнює масова частка та  $C_{\text{Мекв}}$  цього розчину?

Б) Визначити температури кристалізації та кипіння 2%-ого водного розчину глюкози  $C_6H_{12}O_6$

В) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів:  $CaSO_4$ ,  $K_2CO_3$ ,  $CaS$ .

42. А) Скільки води треба додати до  $100\text{ см}^3$  48%-ого розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,303\text{ г/см}^3$ ), щоб отримати 20% розчин?

Б) Розчин, який містить 1,22 г бензойної кислоти  $C_6H_5COOH$  у 100 г сірковуглецю  $CS_2$ , кипить при  $46,53^\circ\text{C}$ . Температура кипіння  $CS_2 = 46,3^\circ\text{C}$ . Визначити ебуліоскопічну константу  $CS_2$ .

В) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів:  $CaSO_4$ ,  $K_2CO_3$ ,  $CaS$ .

43. А) Яка масова частка розчину нітратної кислоти якщо до  $500\text{ см}^3$  її 32%-ого розчину ( $\rho = 1,2\text{ г/см}^3$ ), додали  $1\text{ дм}^3$  води?

Б) Температура кристалізації розчину, який містить 11,04 г гліцерину у 800 г води дорівнює  $-0,279^\circ\text{C}$ . Визначити молекулярну масу гліцерину.

В) Яка з солей при однакових умовах у більшому ступені підлягає гідролізу, чому? Відповідь підтвердити молекулярними, йонно-молекулярними та скороченими рівняннями:  $SnCl_2$ ;  $MgCl_2$  чи  $ZnCl_2$ .

44. А) Отримали суміш  $100\text{ см}^3$  50%-ого розчину ( $\rho = 1,4\text{ г/см}^3$ ) та  $100\text{ см}^3$  10%-ого розчину ( $\rho = 1,07\text{ г/см}^3$ ) сульфатної кислоти. До суміші додали  $3\text{ дм}^3$  води. Визначити  $C_{\text{Мекв}}$  цього розчину.

Б) Розчин, який містить 0,512 г неелектроліту у 100 г бензену, має  $t_{\text{зам}} = 5,296^\circ\text{C}$ . Для бензену вона дорівнює  $5,5^\circ\text{C}$ . Кріоскопічна константа дорівнює  $5,1^\circ\text{C}$ . Визначити молярну масу розчиненої речовини.

В) Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння сумісного гідролізу солей:  $K_2S$  та  $CrCl_3$ .

45. А) До  $100\text{ см}^3$  80% розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,46\text{ г/см}^3$ ) додали  $400\text{ см}^3$  води, розчин має  $\rho = 1,128\text{ г/см}^3$ . Визначити масову частку та  $C_{\text{Мекв}}$  цього розчину.

Б) Визначити масову частку водного розчину сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , якщо  $t_{\text{зам}}$  розчину =  $-0,93^\circ\text{C}$ . Кріоскопічна константа води =  $1,86^\circ$ .

В) Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння сумісного гідролізу солей:  $Zn(NO_3)_2$ ,  $KNO_3$ ,  $Na_2CO_3$ .

46. А) Яка масова частка розчину сульфатної кислоти яку одержали додаванням до  $400\text{ см}^3$  її 70%-ого розчину ( $\rho = 1,61\text{ г/см}^3$ )  $500\text{ см}^3$  води.

Б) Визначити температуру кристалізації водного розчину карбаміду  $CO(NH_2)_2$ , якщо вміст речовини складає 5 г у 150 г води.  $K(H_2O) = 1,86^\circ$ .



В) Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння сумісного гідролізу солей:  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $NaCN$ ,  $CrCl_3$ .

47. А) Для розчинення наважки  $CaCO_3$  потрібно  $35 \text{ см}^3$  1,025 н розчину  $HCl$ . Визначити масу карбонату кальцію, яка потрібна для цього.

Б) Визначити температуру кристалізації водного розчину карбаміду  $CO(NH_2)_2$ , якщо вміст речовини складає 5 г у 150 г води.  $K(H_2O) = 1,86^\circ C$ .

В) Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння сумісного гідролізу солей:  $FeSO_4$ ,  $(NH_4)_2S$ ,  $CrCl_3$ .

48. А) Визначити  $C_{Мекв}$  та титр 18%-ого розчину гідроксиду натрію ( $\rho = 1,203 \text{ г/см}^3$ ).

Б) Розчин, який містить 3,04 г камфори  $C_{10}H_{16}O$  у 100 г бензену, кипить при  $80,714^\circ C$ ;  $t_{кип}(C_6H_6) = 80,2^\circ C$ . Визначити  $E(C_6H_6)$ .

В) Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння сумісного гідролізу солей:  $K_2SiO_3$ ,  $AgNO_3$ ,  $Na_2S$ .

49. А) До  $1 \text{ дм}^3$  10%  $KOH$  ( $\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$ ) додали  $0,5 \text{ дм}^3$  5%-ого розчину ( $\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$ ). До суміші додали воду до загального об'єму  $3 \text{ дм}^3$ . Визначити  $C_M$  цього розчину.

Б) Визначити масову частку водного розчину гліцерину  $C_3H_5(OH)_3$ , якщо цей розчин кипить при  $100,39^\circ C$ .  $E(H_2O) = 0,52^\circ$ .

В) Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння сумісного гідролізу солей:  $FeCl_3$ ,  $FeCl_2$ ,  $Na_2SO_3$ .

50. А) Який об'єм 96%-ої сульфатної кислоти ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) потрібен для приготування  $3 \text{ дм}^3$  0,4 н розчину?

Б) Визначити молекулярну масу неелектроліту, якщо розчин, що містить 2,25 г речовини у 250 г води, має кристалізацію при  $-0,270^\circ C$ ;  $K(H_2O) = 1,86^\circ$ .

В) Яка з солей при однакових умовах у більшому ступені підлягає гідролізу, чому? Відповідь підтвердити молекулярними, йонно-молекулярними та скороченими рівняннями:  $(NH_4)_2S$ ,  $CrCl_3$ ,  $K_2SiO_3$ .

### Модуль 3, 4 (теоретичні) ; модуль 3,4 (практичні)

#### Теоретична частина та приклади розв'язання завдань

#### Розділ 4. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Теоретичні знання і практичні навички студенти можуть отримати після опрацювання наступної *рекомендованої літератури*: [1] С.271-308; [5] С.178-220; [12] С.255-291.

**Електрохімічні процеси** – це процеси, що відбуваються за участю електронів та йонів в розчинах або розплавах електролітів (електроліти – речовини, які здатні проводити електричний струм за рахунок заряджених аніонів та катіонів). Електрохімічні процеси найчастіше розглядаються в окисно-відновних реакціях, електролізі, корозії, роботі гальванічних елементів та акумуляторів. Окисно-відновні реакції – найбільш поширені і відіграють значну роль у природі й техніці, а також лежать в основі природоохоронних заходів. Вони є основою життєдіяльності, з ними пов'язані дихання та обмін речовин у живих організмах, гниття та бродіння, фотосинтез у зелених частинах рослин, їх можна спостерігати при згоранні палива, в процесах корозії металів, під час електролізу. Також вони лежать в основі металургійних процесів і кругообігу елементів у природі. Внаслідок окисно-відновних реакцій хімічна енергія перетворюється на електричну в гальванічних елементах і акумуляторах.

#### 4.1 Окисно-відновні реакції

Хімічні реакції класифікують за різними ознаками. За зміною числа вихідних і кінцевих речовин; за виділенням або поглинанням енергії реакції; залежно від фазового стану середовища реакції поділяють на гомогенні та гетерогенні; за наявністю каталізатора; за типом енергетичної дії на речовину (термохімічні, фотохімічні) та ін.

Всі хімічні реакції можна ще розділити на два типи. До першого належать реакції, які відбуваються без зміни ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин. До другого типу належать реакції, що відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів реагуючих речовин – вони називаються окисно-відновними. А зміна ступеня окиснення пов'язана зі зміщенням або переходом електронів.

*Ступінь окиснення* – це умовний заряд атома в сполуці, обчислений за припущення, що вона складається тільки з йонів. Окисники і відновники можуть бути як простими речовинами, тобто такими, що складаються з одного елемента, так і складними. Атоми більшості металів містять на зовнішньому енергетичному рівні тільки 1-2 електрони, тому в хімічних реакціях вони віддають ці валентні електрони, тобто окиснюються. Метали виявляють відновні властивості.

У періодах з підвищенням порядкового номера елемента відновні властивості простих речовин знижується, а окисні – зростають і стають максимальними у галогенів. Наприклад, у III періоді натрій – найактивніший у періоді відновник, а хлор – найактивніший у періоді окисник. У елементів головних підгруп з підвищенням порядкового номера посилюються відновні властивості і послаблюються окисні.

Найкращі відновники – лужні метали, а найактивніші із них це *Fr* і *Cs*. Найкращі окисники – галогени, елементи головних підгруп IV-VII груп (неметали) можуть як віддавати, так і приєднувати електрони і виявляти відновні та окисні властивості.

Винятком є Флуор. Він виявляє тільки окисні властивості, оскільки має найбільшу відносну електронегативність. Елементи побічних підгруп мають металевий характер, оскільки на зовнішньому енергетичному рівні їх атомів містяться 1-2 електрони. Тому їх прості речовини є відновниками. Отже, на відміну від простих речовин – металів, що виступають у ролі відновників, прості речовини – неметали проявляють себе і як окисники, і як відновники.

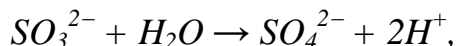
<b>Найважливіші відновники</b>	<b>Найважливіші окисники</b>
Метали, водень, вугілля Оксид карбону (II) $CO$ Сірководень $H_2S$ , оксид Сульфуру (IV) $SO_2$ , сульфітна кислота $H_2SO_3$ та її солі Йодоводнева кислота $HI$ , бромоводнева $HBr$ , хлороводнева $HCl$ . Хлорид стануму (II) $SnCl_2$ , сульфат Феруму (II) $FeSO_4$ , сульфат мангану (II) $MnSO_4$ , сульфат хрому $Cr_2(SO_4)_3$ .	Галогени Перманганат калію $KMnO_4$ , Манганат калію $K_2MnO_4$ , Оксид мангану (IV) $MnO_2$ , Дихромат калію $K_2Cr_2O_7$ , Хромат калію $KCrO_4$ , Нітратна кислота $HNO_3$ , Кисень $O_2$ , озон $O_3$ , Пероксид гідрогену $H_2O_2$ , Іони благородних металів

#### *Метод напівреакцій або йонно-електронний метод урівнювання окисно-відновних реакцій*

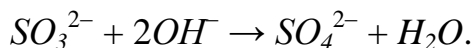
Як видно із самої назви, цей метод ґрунтується на складанні йонних рівнянь для процесу окиснення і процесу відновлення з подальшим складанням загального рівняння. Для виконання цих рівнянь потрібно керуватися загальними правилами складання йонних реакцій. Цей метод дає екологічну інформацію про те, у яких формах існує відновник та окисник у розчинах, тобто про те, як змінюється біохімічна активність сполук внаслідок цих реакцій.

Сильні електроліти записують у вигляді йонів; слабкі електроліти, неелектроліти, газоподібні речовини, оксиди та осади – у вигляді формульних одиниць. В йонну схему включають частинки, які характеризують середовище, тобто:  $H^+$  – кисле середовище;  $OH^-$  – лужне та  $H_2O$  – нейтральне.

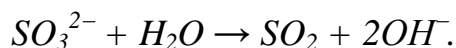
Якщо в лівій частині напівреакції недостача атомів Оксигену, його компенсують атомами кисню води, а в правій частині з'являються йони гідрогену за схемою:



а в лужному – додаванням подвійної кількості груп  $OH^-$ , тобто:



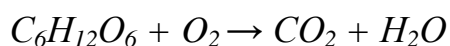
У нейтральних розчинах у ліву частину напівреакцій додають тільки воду. Якщо в лівій частині є надлишок атомів Оксигену, вони зв'язуються молекулами води за схемою:



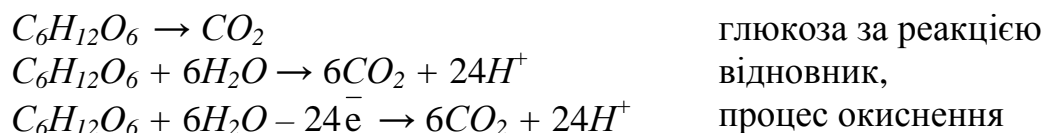
У методі напівреакцій можна виходити не із ступенів окиснення (величин досить умовних), а з реальних зарядів тих йонів чи молекул, що існують у розчині.

Нарешті, не обов'язково знати всі речовини, які утворюються, вони з'являються в рівнянні реакції під час його виведення. Тому методу напівреакцій слід віддавати перевагу і застосовувати його під час складання рівнянь всіх окисно-відновних реакцій, що відбуваються у водних розчинах.

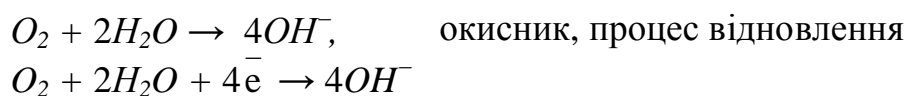
Наприклад, запишемо процес дихання або окиснення глюкози – це реакція є основою життєдіяльності. Він послідовний, але остаточні продукти – це оксид вуглецю (IV) та вода:



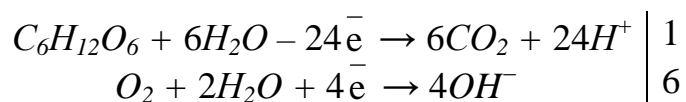
Визначаючи ступінь окиснення для глюкози отримаємо 0, якщо це викликає непорозуміння, можемо її не використовувати. Напівреакції складаємо з йонів та молекул, у даному випадку є тільки молекули, тому отримаємо такі алгоритми:



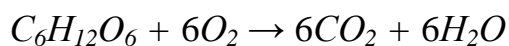
Далі  $O_2$  повинен відновлюватися, тому:



Об'єднавши ці процеси отримаємо:

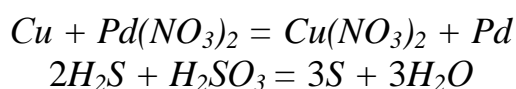


Остаточне рівняння має вигляд:

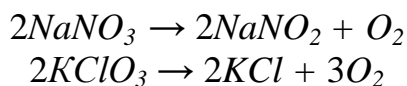


Класифікація окисно-відновних реакцій. Розрізняють типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні і реакції диспропорціонування.

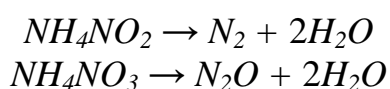
До міжмолекулярних належать реакції, у яких окисник і відновник входять до складу різних речовин. Сюди також слід віднести і реакції між різними речовинами, в яких атоми одного і того самого елемента мають різні ступені окиснення:



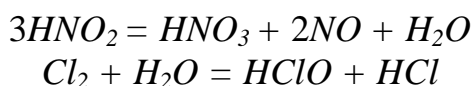
До внутрішньо молекулярних належать такі реакції, в яких окисник і відновник входять до складу однієї і тієї самої речовини. У цьому випадку атом з більшим позитивним ступенем окиснення окиснює атом з меншим ступенем окиснення. Такими реакціями є реакції термічного розкладу:



Сюди слід віднести і розклад речовин, у яких атоми одного й того ж самого елемента мають різні ступені окиснення:



Перебіг реакцій диспропорціонування (раніше називали самоокиснення-самовідновлення) супроводжується одночасним збільшенням і зменшенням ступеня окиснення атомів одного і того самого елемента. Праворуч утворюються сполуки, одна із яких містить атоми з вищим, а друга – з нижчим ступенем окиснення, це можливо для речовин, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення. Наприклад:

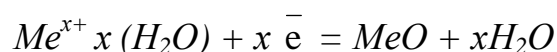


## 4.2 Електродний потенціал

Окисно-відновні процеси, які існують одночасно у всьому об'ємі електроліту (гомогенні системи) відрізняються від електрохімічних процесів, які відбуваються в основному на межі поділу двох контактуючих фаз: електронного та йонного провідників (гетерогенні системи).

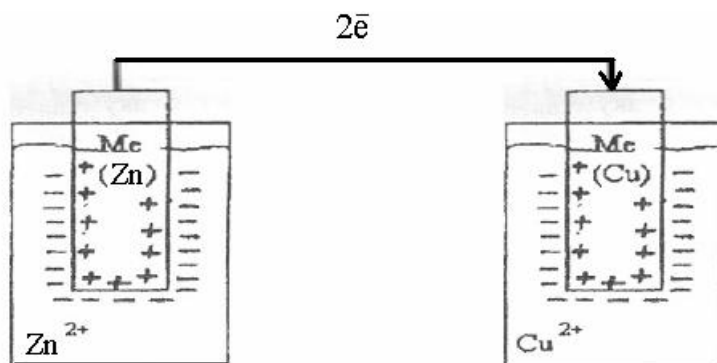
До провідників I роду – електронних провідників, відносяться метали та напівпровідники з електронною провідністю, до провідників II роду, тобто до йонних провідників, відносяться розчини або розплави електролітів або тверді електроліти. Систему, яка містить електронний та йонний провідники, називають *електродом*.

При контакті електронного та йонного провідників на межі поділу фаз виникає подвійний електричний шар (ПЕШ), що можна порівняти з електричним конденсатором, якому в свою чергу відповідає певне значення стрибка потенціалу. Кожен метал має «вільні» електрони. Концентрація їх у різних металах неоднакова. У разі занурення металу у водний розчин електроліту, полярні молекули води взаємодіють з катіонами поверхневого шару металу та полегшують перехід йонів металу у розчин згідно рівняння:



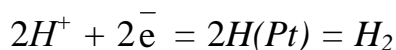
У цьому випадку метал заряджується позитивно, а у приелектродному просторі концентруються негативні йони (аніони). Таким чином, залежно від того, який процес превалює, електрод може заряджатися позитивно або негативно до наступу рівноваги.

Здатність посилати свої йони у розчин для різних металів неоднакова. Так, для активних металів (*Mg*, *Zn*, *Cr*) більш імовірним є процес переходу катіонів з поверхневого шару металу у розчин, а поверхня таких металів у розчині заряджається негативно. Для малоактивних металів (*Cu*, *Ag*, *Hg*) має перевагу зворотній процес, тобто адсорбція катіонів з розчину на поверхні металу, остання заряджається позитивно, а цей механізм утворення ПЕШ – іоногенний.

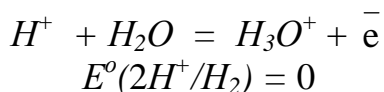


Кількісною характеристикою ПЕШ є електродний потенціал. Абсолютне значення його виміряти не можна, тому використовують відносні значення електродних потенціалів, які виміряють щодо стандартного електрода порівняння. Найпоширенішими електродами порівняння є водневий, хлор-срібний, каломельний. Потенціал стандартного водневого електрода умовно вважають нульовим.

Водневий електрод складається з платинової пластинки, вкритою платиновою черню (методом електролізу осажденою платиною), яка занурена у розчин сульфатної кислоти з активністю йонів гідрогену 1 моль/дм<sup>3</sup> і омивається струменем водню під тиском 101,325 кПа при 298 К (стандартні умови). Молекулярний водень, проходячи крізь розчин підходить до поверхні платини. На її поверхні відбувається розщеплення молекул водню на атоми та їх адсорбція (закріплення на поверхні). Повніше рівновага у водневому електроді виражається схемою:



Дію водневого електрода можна зрозуміти, уявивши собі, нібито електрод зроблено з твердого водню та він поводить себе як метал. Тоді на межі поділу фаз виникає рівновага:



Водневий електрод являє собою приклад адсорбційного ПЕШ, стандартний потенціал якого умовно прийнято рівним нулю. Якщо тепер пластинку будь-якого металу, зануреного в розчин його солі з активністю йонів металу 1 моль/дм<sup>3</sup> з'єднати зі стандартним водневим електродом, то утвориться гальванічний елемент – електрохімічний ланцюг, напругу якого легко виміряти. Ця напруга (раніше її називали електрорушійною силою) – називається стандартним електродним потенціалом даного електрода ( $E^{\circ}$ ).

Дійсно, якщо цинкову пластину занурити у розчин сульфату цинку з активністю йонів 1 моль/дм<sup>3</sup> та з'єднати її з нормальним водневим електродом-провідником, а розчини – сольовим ключем (розчин  $KNO_3$ ), то напруга цього гальванічного елемента буде дорівнювати:

$$E^{\circ} = E^{\circ}(2H^{+}/H_2) - E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn^{\circ}) = - E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn^{\circ})$$

Отже *стандартним електродним потенціалом* гальванічного елемента називають напругу електрохімічного ланцюга, яка складається з електрода, що досліджується та стандартного водневого електрода, виміряного за стандартних умов. Розміщуючи метали у порядку зростання алгебраїчного значення їх стандартних електродних потенціалів (що

відповідає зменшенню хімічної активності металів) одержують ряд стандартних електродних потенціалів (РСЕП), представлений у додатку. До нього можуть бути включені й інші окисно-відновні системи (в тому числі неметалічні) відповідно до значень  $E^0$ .

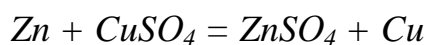
Рядом стандартних електродних потенціалів слід користуватися із врахуванням особливостей процесів.

Найголовніше треба мати на увазі, що його можна застосувати тільки для водних розчинів і що він характеризує хімічну активність металів лише в окисно-відновних реакціях, які відбуваються у водному середовищі за стандартних умов. З нього випливають такі практичні висновки:

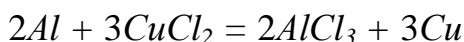
**а)** Метали, що мають потенціал менш ніж  $-0,413$  В, термодинамічно здатні витіснити водень з води, наприклад значення водневого потенціалу  $-0,413$  В характеризує процес відновлення водню із води при  $pH = 7$ .

Це має відношення до металів, що стоять у РСЕП до магнію, ті що стоять у РСЕП після магнію, за звичайних умов з водою не взаємодіють, тому що покриті оксидними плівками. Дуже часто помиляються, якщо на основі РСЕП пишуть рівняння реакцій витіснення металів з розчинів їх солей більш активними лужними та лужноземельними металами, цього не відбувається, тому що активні метали самі реагують з водою.

**б)** Кожний метал, що стоїть у РСЕП після магнію, має властивість витіснити всі наступні метали з розчинів їх солей, наприклад:

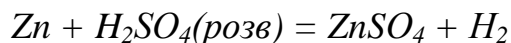


Проте це не означає, що витіснення буде обов'язково відбуватися у всіх випадках. Так, алюміній витісняє мідь з розчину хлориду міді (II) за рівнянням:



але практично не витісняє її з розчину  $CuSO_4$ ; це пояснюється тим, що хлорид-йони  $Cl^-$  значно швидше руйнують поверхневу плівку на алюмінії ніж сульфат-йони  $SO_4^{2-}$ .

**в)** Всі метали, що мають від'ємні значення стандартних електродних потенціалів, тобто стоять в ряду до водню, витісняють водень з розведених кислот - не окиснювачів ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ) і при цьому розчиняються в них, наприклад:



Метали, що стоять в РСЕП після водню, не витісняють його з розчину.

Благородні метали ( $Pt$ ,  $Pd$ ,  $Au$ ), а також графіт через високу енергію іонізації не утворюють ПЕШ внаслідок обміну з розчином заряджених частинок, це інертні електроди. На таких електродах (розчин, де вони



занурені не утримує катіонів цих металів) ПЕШ виникає внаслідок вибіркової адсорбції молекул, атомів або йонів.

За умов, що відрізняються від стандартних, числове значення електродного потенціалу визначають за формулою Нернста:

$$E = \frac{E_{\text{Me}^{x+} / \text{Me}^0}^0 + \frac{RT}{xF} \ln[\text{Ox}]}{\text{Red}}$$

або

$$E = E_{\text{Me}^{x+} / \text{Me}^0}^0 + \frac{0.059}{x} \lg C,$$

де  $E^0$  – стандартне значення електродного потенціалу;

$R = 8,314$  кДж/моль·К (універсальна газова стала);

$T$  – термодинамічна температура ( $T^0 = 298$  К);

$F = 96494$  Кл (стала Фарадея);

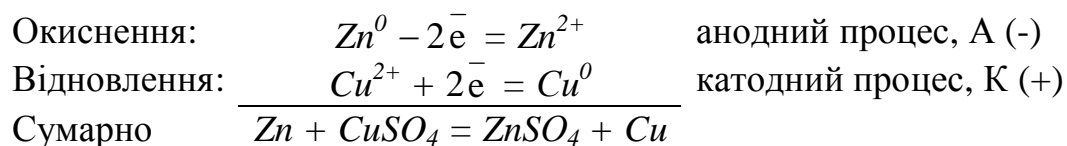
$[\text{Ox}]$ ,  $[\text{Red}]$  – відносна окиснена і відновлена активність речовини;

$x$  – кількість відданих або приєднаних електронів.

### 4.3 Гальванічний елемент

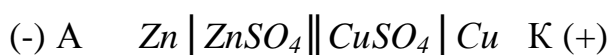
**Гальванічний елемент** – це прилад однократної дії, в якому хімічна енергія окисно-відновного процесу перетворюється в електричну енергію. Гальванічний елемент можна скласти з двох нерозчинних у воді металів, занурених у розчин їх солей, прикладом такого приладу є гальванічний елемент Якобі-Данієля.

У посудину з розчином сульфату цинку занурюють цинкову пластинку, а в посудину з розчином сульфату міді – мідну пластину. Ці посудини з'єднують U-подібною трубкою, заповненою електролітом ( $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ). Якщо пластинки  $\text{Zn}$  і  $\text{Cu}$  з'єднати дротом, від цинку до міді піде електричний струм, тобто починають рухатися електрони, тому що цинк накопичує більше електронів при встановленні рівноваги  $\text{Me}/\text{Me}^{n+}$ .



Таким чином, у процесі роботи гальванічного елемента атоми металу анода віддають свої електрони та у вигляді катіонів переходять у розчин (анод розчиняється). Електрони по зовнішньому ланцюгу перетікають на катод, де на межі поділу приєднуються до катіонів міді, що містяться у приелектродному просторі, тобто на катоді осаджується металева мідь. Отже, маса анода ( $\text{Zn}$ ) при роботі гальванічного елемента зменшується, а

маса катода – збільшується. Робота гальванічного елемента може бути відображена схемою:

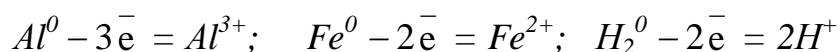


або

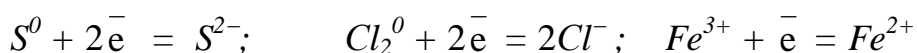


Електрод, на якому відбувається окиснення, називають анодом, а електрод, на якому відбувається відновлення – катодом, або металевий електрод з більш позитивним потенціалом є *катодом*, а з більш негативним – *анодом*.

**Окисненням** умовно називається процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном, ці частинки – відновники, під час реакції вони окислюються, їх ступень окиснення підвищується, наприклад:



**Відновленням** називається процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном, це – окисники, під час реакції вони відновлюються, їх ступень окиснення знижується, наприклад:



**Ступінь окиснення** – це умовний заряд, який отримує частинка при віддачі чи приєднанні декілька електронів.

Окиснення завжди супроводжується відновленням, і навпаки, відновлення завжди пов'язане з окисненням, тому це є єдність двох протилежних процесів. Число електронів що їх віддає відновник, дорівнює числу електронів які приєднує окисник.

Процеси окиснення й відновлення можна фізично відокремити один від одного і здійснити перенесення електронів по зовнішньому електричному колу.

**Напруга гальванічного елемента** буде дорівнювати:

$$E = E^0(\text{катода}) - E^0(\text{анода}),$$

тоді у випадку мідно-цинкового гальванічного елемента, якщо:

$$E^0(Zn^{2+}/Zn^0) = -0,76V; \quad E^0(Cu^{2+}/Cu^0) = +0,34 V,$$

то:

$$E_{г.е.} = E^0(Cu^{2+}/Cu^0) - E^0(Zn^{2+}/Zn^0) = +0,34 - (-0,76) = 1,1 V.$$

В таких випадках потенціал окисника більший, ніж потенціал відновника, тобто розглянуті окисно-відновні реакції перебігатимуть

самовільно, але тільки у вказаному напрямку, а складені гальванічні елементи генеруватимуть електроенергію.

Напруга електрохімічної системи пов'язана зі зміною енергії Гіббса:

$$\Delta G^{\circ} = - n F E^{\circ}_{(г.е.)},$$

де  $n$  – кількість електронів, які беруть участь в одиночному процесі.

Негативне значення енергії Гіббса підтверджує напрямок довільного перебігання електродних реакцій.

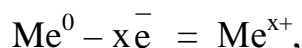
Для елемента Якобі розрахуємо:

$$\Delta G^{\circ} = -2 \cdot 96494 \cdot 1,1 = -212286,8 \text{ Дж/моль} = -212,3 \text{ кДж/моль}$$

Подібні процеси, де внаслідок самодовільного перебігу електрохімічної реакції при замиканні зовнішнього ланцюга в системі виникає електричний струм, мають місце у роботі макро- та мікрогальванічних елементів, які виникають у процесі корозії металів.

#### 4.4 Корозія металів

**Електрохімічна корозія** – це самодовільне руйнування металів в наслідок фізико-хімічної взаємодії їх з оточуючим середовищем і це призводить до зміни їх властивостей. Основною причиною корозії – є термодинамічна нестійкість металів (у вигляді нейтральних атомів у земній корі містяться тільки благородні метали, всі інші – хімічні сполуки), внаслідок чого вони прагнуть перейти в окиснений стан. Тому з точки зору хімії – **корозія** – це реакція окиснення металу, в результаті якої утворюються катіони металів, що призводить до руйнування:



наприклад:  $Fe - 2 e^- = Fe^{2+}$  (в реакції:  $2Fe^0 + O_2^0 = 2FeO$ )

Розрізняють корозію за такими факторами:

- 1) механізм процесу;
- 2) умовами його перебігу;
- 3) характером руйнування.

За механізмом процесу розрізняють хімічну і електрохімічну корозію.

**Хімічна корозія** – це руйнування металу внаслідок взаємодії з середовищем, яке не проводить електричний струм. Під час хімічної корозії електрони від атому металу переходять безпосередньо до окисника. За умовами перебігу розрізняють такі різновиди хімічної корозії: газова корозія – в атмосфері сухих агресивних газів ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $NO_2$ ,  $SO_2$ ,  $H_2S$ ) при високих температурах. Корозія в неелектролітах (рідини які не проводять

електричний струм: нафта, бензин, толуол). Але найбільшої шкоди завдає електрохімічна корозія.

**Електрохімічна корозія** – це руйнування металу, що знаходиться в контакті з іншим металом і електролітом або водою. На поверхні будь-якого металу на повітрі конденсується вода, в якій розчинено атмосферні гази, тобто утворюється розчин електроліту.

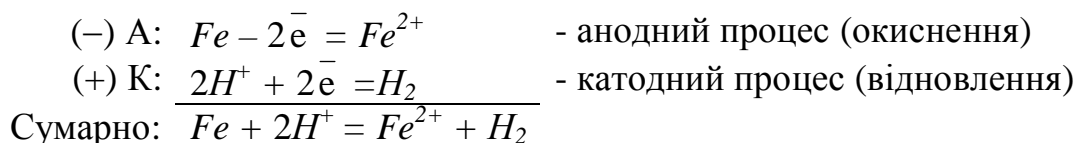
Якщо метал містить домішки або стикається з іншим металом, виникає мікро- або макрогоальванічна пара і починається електрохімічна корозія. Чисті метали не зазнають такого процесу, але причиною корозії буде різна аерація поверхні. При електрохімічній корозії поряд з хімічними процесами (відщеплення електронів) відбуваються й електричні (перенесення електронів від однієї ділянки до іншої). Наприклад, при взаємодії металу з молекулами води корозійного середовища – відбуваються два процеси:

окиснення металу  $\text{Me} (-) \text{A} \quad \text{Me} - 2\bar{e} = \text{Me}^{2+}$  – анодний процес  
 відновлення окисників - компонентів середовища – катодний процес.

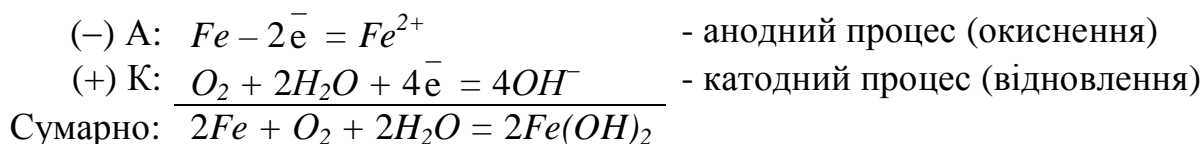
Як правило, окисниками будуть  $\text{H}^+$  (кисле середовище) або розчинений у воді кисень  $\text{O}_2$ , тобто:



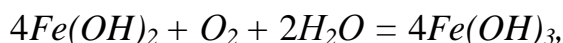
Ділянки поверхні металу, на яких відбуваються процеси окиснення і відновлення, називаються відповідно анодними й катодними. Розглянемо, як приклад електрохімічної корозії, реакції під час корозії заліза, де катодами є частки з більшими значеннями електродного потенціалу (наприклад карбіди заліза). Якщо корозія відбувається в розчині кислоти, тобто в кислому середовищі:



В нейтральному або лужному середовищі маємо:

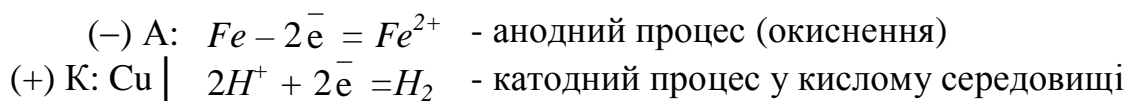


$\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гідроксид феруму (II), що утворився, легко окиснюється киснем повітря, тобто відбувається процес:

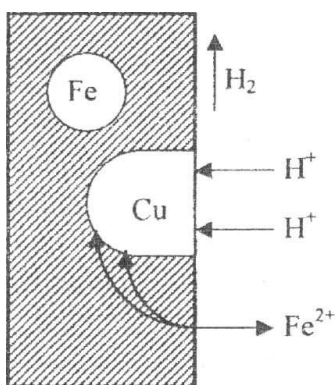


це відбувається утворення продуктів корозії заліза – *бура іржа* – це суміш гідроксидів Феруму (II) і Феруму (III), а також продуктів їх розкладу і взаємодії з  $CO_2$  та іншими речовинами з навколишнього середовища.

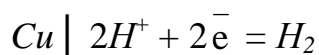
Електрохімічна корозія може бути посилена, якщо метал містить домішки інших речовин, або неметалічні включення. Наприклад, залізо забруднене домішками міді. При цьому виникають гальванічні мікроелементи (пари), схему дії яких наведено нижче.



Метал з більш негативним потенціалом руйнується – його йони переходять у розчин, а електрони переходять до менш активного металу, де і відбувається відновлення йонів водню (воднева деполяризація) або відновлення розчиненого у воді кисню (киснева деполяризація).



Отже, при електрохімічній корозії, як у випадку контакту різнорідних металів (алюмінієвий лист з латунними гвинтами – це приклад макрогоальванічного корозійного елемента), так і в разі утворення мікрогальванічних елементів на поверхні одного металу, потік електронів направлений від більш активного металу до менш активного (провідника). На анодних ділянках спостерігається руйнування металу, а на катодних – відновлення корозійно активних речовин, а сам катод(провідник) зберігає свою цілісність. У нашому прикладі: провідник – включення міді, на її поверхні йде відновлення  $H^+$ , а сама вона зберігається і це позначено у запису:



Швидкість корозії тим більша, чим далі розташовані один від одного в ряду стандартних електродних потенціалів ті метали, з яких утворився гальванічний елемент (гальванічна пара). На швидкість впливає і характер розчину електроліту – чим вища його кислотність (тобто менший рН), чим більший вміст в ньому окисників, тим швидше відбувається корозія.

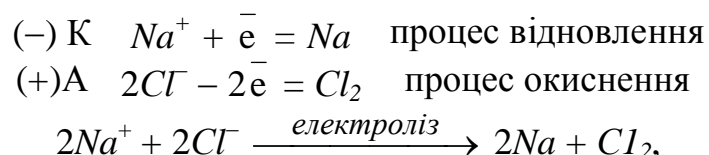
Значно зростає корозія при підвищенні температури. Важливе значення мають методи захисту металів та сплавів від корозії.

Це може бути захист поверхні металу за допомогою покриттів металічних (нікелю, цинку, хрому, алюмінію, золота та ін.) або неметалічних (лаків, фарб, смол, гуми, емалей), плівки оксиду – оксидування, плівки солей – фосфатування. Ці покриття ізолюють метал від зовнішнього середовища. Так, покрівельне залізо покривають цинком, шар цинку запобігає корозії заліза.

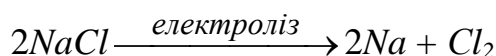
#### 4.5 Електроліз розчинів і розплавів

**Електроліз** – сукупність фізико-хімічних процесів, які відбуваються під впливом постійного електричного струму в електролізері, який має два електроди та електроліт. У розчинах і розплавах електроліти дисоційовані на йони, які безладно рухаються. Якщо у такий електроліт занурити два електроди та з'єднати їх з джерелом постійного струму, рух йонів стане напрямленим: позитивні йони будуть рухатися до катода, негативні – до анода. Ланцюг замкнеться, крізь розчин піде електричний струм. Катіони біля негативно зарядженого катода відновлюються (приєднують електрони). Аніони біля позитивно зарядженого анода окиснюються (віддають електрони), тобто на аноді протікає процес окиснення. Тобто на електродах і в розчині хімічна реакція відбувається за допомогою електричного струму. Розглянемо електроліз розплаву  $NaCl$  хлориду натрію (плавиться при  $801^{\circ}C$ ).

В результаті електролізу на катоді виділяється металічний натрій, а на аноді – хлор.



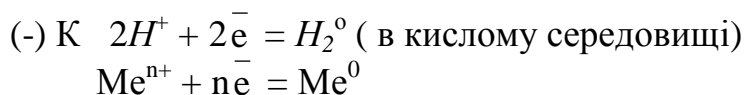
або



Над стрілкою вказують, що процес відбувається при пропусканні електричного струму.

Прилад, у якому проводять електроліз, називають електролізером або електричною ванною.

Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в РСЕП знаходяться між алюмінієм і воднем, на катоді одночасно відновлюється метал і водень:



або

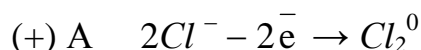
Якщо в розчині знаходяться катіони декількох металів, під час електролізу першими відновлюються катіони металу, який має більші значення електродного потенціалу. Наприклад, розчин містить:  $Cu^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Ag^+$  під час електролізу першою буде виділятися ртуть, другим – срібло і останньою – мідь.

Аноди поділяють на інертні або нерозчинні (графіт, золото, платина), та активні або розчинні.

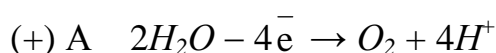
Інертні аноди не беруть участі в електрохімічних процесах і є хімічно стійкими щодо розчину електроліту та продуктів електролізу солей активних металів (у РСЕП до алюмінію), тому електроди, виготовлені з цих самих металів, не будуть хімічно руйнуватися у водних розчинах електролітів.

На інертних анодах, залежно від виду аніона, в розчині або розплаві можуть відбуватися процеси:

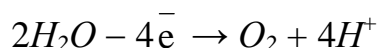
- окиснення аніонів без кисневмісних кислот ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $HCN$ ,  $HSCN$ ,  $H_2S$  та інші):



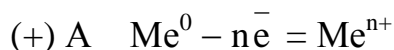
- виділяється  $O_2$ , якщо аніони мають Оксиген ( $SO_4^{2-}$ ;  $NO_3^-$ ;  $PO_4^{3-}$  та ін.):



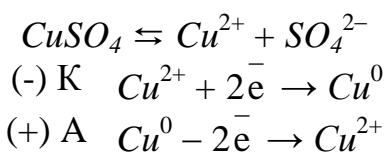
З такими аніонами кисневих кислот, крім особливих випадків, ніяких перетворень не відбувається. Таким чином, при наявності у розчині або розплаві кількох видів аніонів у першу чергу розряджаються ті аніони, які мають менше значення потенціалу.



Потенціал процесу дорівнює 1,23 В (це стандартний потенціал кисневого електроду). У випадку розчинного аноду відбувається розчинення металу, з якого виготовлено анод, якщо  $E^\circ$  цього металу менший за 1,23 В:



Розчинними анодами, які безпосередньо беруть участь в електролізі, можуть бути мідь, нікель, цинк, срібло та ін. Наприклад, під час електролізу водного розчину сульфату міді (II) з мідним анодом, останній розчиняється, а на катоді виділяється чиста мідь:



Кількісні характеристики електрохімічних процесів описуються законами Фарадея, математичний вираз якого:

$$m = Q I t \quad \text{або} \quad m = \frac{M_{\text{екв}}(P) \cdot Q}{F} \quad \text{або} \quad m = \frac{M_{\text{екв}}(P) \cdot I \cdot t}{F}$$

де:  $m$  – маса окисненої або відновленої речовини, г;

$M_{\text{екв}}(P)$  – молярна маса еквівалента речовини, г/моль;

$F$  – стала Фарадея,  $F = 96485 \text{ Кл} = 26,8 \text{ А/г}$ ;

$I$  – сила струму, А;

$t$  – тривалість електролізу, с.

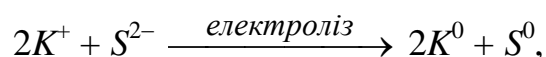
Маса речовини, що виділяється на електродах під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка проходить крізь розчин. Маса речовини, яка виділяється при проходженні 1 Кл електрики, дорівнює молярній масі електрохімічного еквівалента ( $M_{\text{екв}}(P)/F$ ). Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу маси різних речовин, які пропорційні їх молярним масам еквівалентів.

#### 4.6 Приклади розв'язання завдань

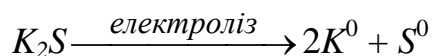
Приклад 1. Написати схему процесу електролізу розплаву сульфідіду калію.

*Розв'язання:* Електроліз – сукупність фізико-хімічних процесів, які відбуваються під впливом постійного електричного струму в електролізері, який має два електроди та електроліт. У розчинах і розплавах електроліти дисоційовані на йони, які безладно рухаються. Якщо у такий електроліт занурити два електроди та з'єднати їх з джерелом постійного струму, рух йонів стане напрямленим: позитивні йони будуть рухатися до катода, негативні – до анода. Ланцюг замкнеться, крізь розчин піде електричний струм. Катіони біля катода приєднують електрони (катіони відновлюються). Аніони біля анода віддають електрони тобто окиснюються, отже на аноді протікає процес окиснення. Тобто на електродах і в розчині хімічна реакція відбувається за допомогою електричного струму. Розглянемо схему електролізу розплаву  $K_2S$  сульфідіду калію.

В результаті електролізу на катоді виділяється калій, а на аноді – сірка.



або

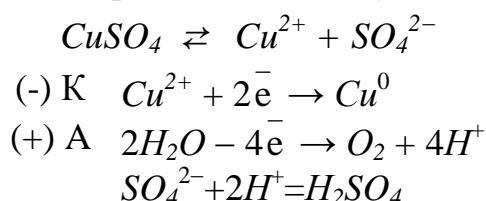




Над стрілкою вказують, що процес електролізу відбувається при пропусканні електричного струму.

Приклад 2. Написати схему електролізу розчину сульфату міді, розрахувати за законом Фарадея утворенні продукти процесу (вихід 100%), якщо сила струму 2А, час проходження процесу – 2 години.

*Розв'язання:* Запишемо схему електролізного процесу, яку можна виразити такими рівняннями реакцій, що відбуваються на електродах:



Продуктами процесу електролізу будуть такі речовини: **O<sub>2</sub>**; **Cu**; **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**. Кількісні характеристики електрохімічних процесів описуються законами Фарадея, математичний вираз якого:

$$m = Q \cdot I \cdot t \quad \text{або} \quad m = \frac{M_{\text{екв}}(P) \cdot Q}{F} \quad \text{або} \quad m = \frac{M_{\text{екв}}(P) \cdot I \cdot t}{F}$$

де: m – маса окисненої або відновленої речовини, г;

M<sub>екв</sub>(P) – молярна маса еквівалента речовини, г/моль;

F – стала Фарадея, F = 96485 Кл = 26,8 А/г;

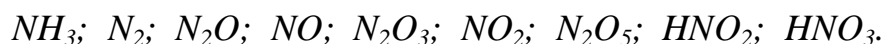
I – сила струму, А;

t – тривалість електролізу, с.

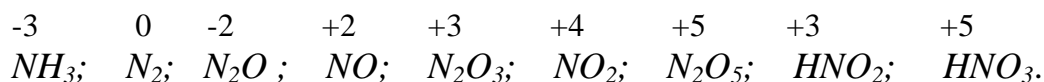
Маса речовини, що виділяється на електродах під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка проходить крізь розчин. Маса речовини, яка виділяється при проходженні 1 Кл електрики, дорівнює молярній масі електрохімічного еквівалента (M<sub>екв</sub>(P)/F). Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу маси різних речовин, які пропорційні їх молярним масам еквівалентів.

$$\begin{aligned} m(\text{Cu}) &= \frac{63,5 \cdot \frac{1}{2} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 4,74 \text{ г}, \\ V(\text{O}_2) &= \frac{22,4 \cdot \frac{1}{4} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 0,84 \text{ л}, \\ m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= \frac{98 \cdot \frac{1}{2} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 7,3 \text{ г}. \end{aligned}$$

Приклад 3. Виходячи з ступеня окиснення елементів у сполуках визначте які з них можуть бути тільки відновниками, тільки окисниками і які виявляють окисні і відновні властивості одночасно:



*Розв'язання.* Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в сполуці, обчислений за припущення, що вона складається тільки з йонів. Окисники і відновники можуть бути як простими речовинами, тобто такими, що складаються з одного елемента, так і складними. У деяких хімічних елементів ступені окиснення сталі, наприклад у Оксигену і Гідрогену: ст.ок.(O) = -2; ст.ок.(H) = +1. У нітрогену він змінюється: так ст.ок.(N) = +5 у сполуках  $N_2O_5$  та  $HNO_3$  (вищий ст.ок.); нижчий ст.ок.(N) = -3 у  $NH_3$ ; в інших випадках – проміжний ступінь окиснення:

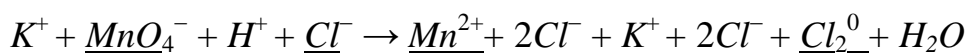


Тому Нітроген у вищому ступені окиснення (+5) в  $N_2O_5$ ;  $HNO_3$  є тільки окисником. У випадку  $NH_3$  Нітроген може бути в реакції тільки відновником, а в інших – окисником і відновником, в залежності від умов протікання реакції.

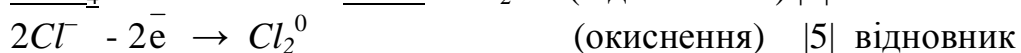
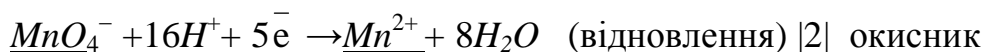
Приклад 4. Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакцій методом йонно-електронного балансу:



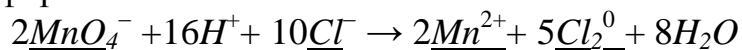
*Розв'язання.* Запишемо рівняння в іонному вигляді та підкреслимо ті частинки, що безпосередньо беруть участь в окисно-відновних процесах:



Складаємо рівняння напівреакцій окиснення і відновлення:



За допомогою йонів  $H^+$  та  $H_2O$  встановимо баланс атомів, а за допомогою електронів ( $e^-$ ) – баланс електронів. Знайдемо коефіцієнти та розставимо в рівняння окисно-відновної реакції послідовно в йонній і молекулярній формах:



Перевіримо кількість кожного елемента до і після реакції:



Приклад 5. Визначте який метал буде кородувати при контакті заліза і олова під час: а) атмосферної корозії, б) в кислому середовищі; в) в розчині  $Cu(NO_3)_2$ . Запишіть рівняння реакцій та зробіть висновки.

*Розв'язання:* Метал з більш негативним потенціалом руйнується – його йони переходять у розчин, а електрони переходять до менш активного металу, де і відбувається відновлення йонів гідрогену (воднева деполяризація) або відновлення розчиненого у воді кисню (киснева деполяризація).

Швидкість корозії тим більша, чим далі розташовані один від одного в ряду стандартних електродних потенціалів ті метали, з яких утворився гальванічний елемент (гальванічна пара).

На швидкість корозійного процесу впливає і характер розчину електроліту – чим вища його кислотність (тобто менший рН), чим більший вміст в ньому окисників, тим швидше відбувається корозія.

Порівняємо стандартні електродні потенціали металів:  $E^0(Fe/Fe^{2+}) = -0,44V$ ;  $E^0(Sn/Sn^{2+}) = -0,136 V$ . Робимо висновок, що більш активний метал – залізо, він буде кородувати на аноді при корозії, а олово буде катодом, на його поверхні в нейтральному середовищі буде відбуватись киснева деполяризація; в кислому – воднева деполяризація; в розчині нітрату міді – відновлення міді з розчину  $Cu(NO_3)_2$ :

(Анод)  $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$  (корозія заліза – окиснення металу);

а) (Катод)  $Sn / 2H_2O + O_2 + 4e^- \rightarrow 4OH^-$  (киснева деполяризація) ;

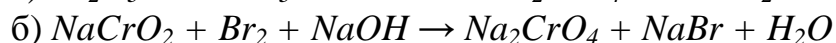
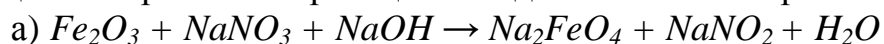
б) (Катод)  $Sn / 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$  (воднева деполяризація);

в) (Катод)  $Sn / Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$  (відновлення міді).

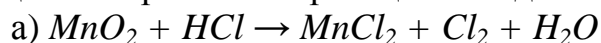
*Додатково дивись рекомендовану літературу: [12] С.291-296*

#### **Завдання до контрольної роботи (розділ 4)**

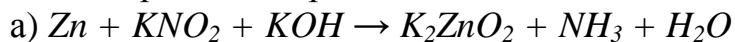
**51.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



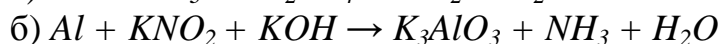
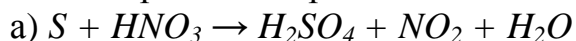
**52.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



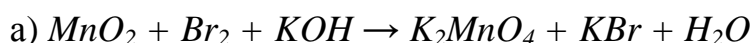
**53.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



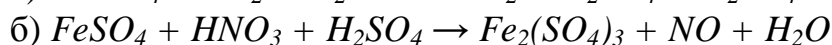
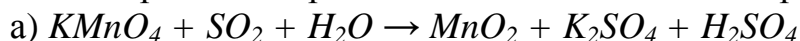
**54.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



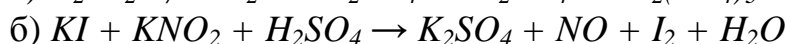
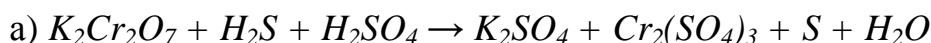
**55.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



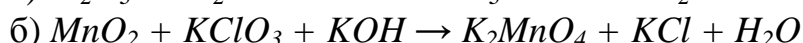
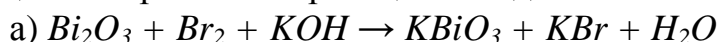
**56.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



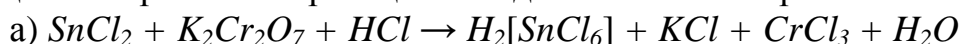
**57.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



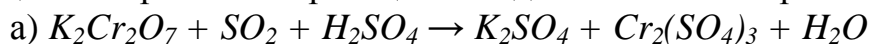
**58.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



**59.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



**60.** Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій методом йонно-електронного балансу:



**61. А)** Розрахувати електродний потенціал магнію в розчині його солі при концентрації  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з марганцю. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву сульфату алюмінію біля:

а) інертного аноду; б) мідного аноду. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

**62. А).** Розрахувати електродний потенціал берилію в розчині його солі при концентрації  $0,001$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з кадмію. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,001$  моль/дм<sup>3</sup>; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву сульфату міді при: а) інертному аноді; б) мідному аноді. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

**63. А)** Розрахувати електродний потенціал хрому в розчині його солі при концентрації  $0,0001$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з алюмінію. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву нітрату алюмінію біля: а) інертного аноду; б) алюмінієвого аноду. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

**64. А)** Розрахувати електродний потенціал алюмінію в розчині його солі при концентрації  $0,1$  моль/дм<sup>3</sup>. Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з срібла. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і

при концентрації солей  $0,1 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву карбонату натрію біля:  
а) інертного аноду; б) цинкового аноду. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

**65. А)** Розрахувати електродний потенціал золота в розчині його солі при концентрації  $0,00001 \text{ моль/дм}^3$ . Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з нікелю. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** Як протікає атмосферна корозія заліза, якщо воно вкрите шаром нікелю, якщо воно немає пошкоджень та якщо зруйновано? Складіть рівняння анодних і катодних процесів електрохімічної корозії.

**66. А)** Розрахувати електродний потенціал стануму в розчині його солі при концентрації  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ . Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з хрому. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** Як впливає рН середовища на швидкість корозії заліза і цинку, якщо ці метали контактують та якщо не мають контакту? Напишіть рівняння корозії цих металів в кислому і нейтральному середовищах.

**67. А)** Розрахувати електродний потенціал титану в розчині його солі при концентрації  $0,0001 \text{ моль/дм}^3$ . Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з хрому. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,0001 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

**Б)** В чому сутність протекторного захисту металів від електрохімічної корозії? Складіть рівняння анодних і катодних процесів, які відбуваються якщо протектором є цинк і мідь, для яких металів вони можуть бути протекторами?

**68. А)** Розрахувати електродний потенціал цинку в розчині його солі при концентрації  $0,1 \text{ моль/дм}^3$ . Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з цинку. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і

при концентрації солей  $0,1 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

Б) Чому мідь не витісняє водень із розбавлених розчинів кислот? Але при контакті міді з цинком на міді починається бурхливе виділення водню. Напишіть рівняння анодних і катодних процесів в кислому середовищі.

**69. А)** Розрахувати електродний потенціал Купруму в розчині його солі при концентрації  $0,001 \text{ моль/дм}^3$ . Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з марганцю. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,001 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

Б) Якщо на поверхню сталі нанести краплину води, то корозії підлягає середня, а не зовнішня частина заліза. Як це можна пояснити? Складіть рівняння анодного і катодного процесів.

**70. А)** Розрахувати електродний потенціал кальцію в розчині його солі при концентрації  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ . Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод з олова. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей  $0,01 \text{ моль/дм}^3$ ; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

Б) Як протікає корозія заліза у вологому повітрі, якщо залізо вкрите шаром олова, марганцю? Надати пояснення та записати рівняння процесів, що відбуваються при атмосферній корозії.

## **Розділ 5 ДИСПЕРСНО-КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ**

Теоретичні знання і практичні навички студенти можуть отримати після опрацювання наступної *рекомендованої літератури*: [1] С.314-350; [8] С.211-230; [9] С.5-31.

### **5.1 Загальні положення**

**Дисперсно-колоїдні системи (ДКС)** – це мікрогетерогенні системи, які складають з дисперсійного середовища (розчинника) та дисперсної фази (розчиненої речовини), які мають розміри частинок  $10^{-7} - 10^{-9} \text{ м}$ . Обов'язковою властивістю колоїдних систем є їх взаємна нерозчинність, тому такі системи є гетерогенними і мають межу розділу фаз.

Якщо розміри частинок більші ніж  $10^{-7} \text{ м}$ , то така система називається грубо дисперсною. У випадку коли розміри часточок

розчиненої речовини менші ніж  $10^{-9}$  м то спостерігається утворення молекулярних розчинів, які представлені іонами, молекулами, атомами.

Властивості дисперсних систем в основному визначаються їх дисперсністю (або мірою подрібненості дисперсної фази) і значною мірою залежать від агрегатних станів їхніх фаз. Дисперсність системи прийнято виражати через середній діаметр часточок чи питому площу поверхні її дисперсної фази. Для дисперсних систем із сферичними частками дисперсної фази їх можна розрахувати за формулами:

$$S_{\text{пит}} = \frac{6}{D_{\text{ср}}} [\text{м}^2/\text{м}^3] = \frac{6}{D_{\text{ср}} \cdot \rho} [\text{м}^2/\text{кг}]$$

За ступенем дисперсності  $D$  розрізняють три основні класи дисперсних систем;  $D = \frac{1}{d}$ , де  $d$  – розміри колоїдної часточки, якщо:

$D = 10^3$ - $10^6$ , тоді  $d = 10^{-3}$ - $10^{-6}$  м – це грубо дисперсні системи;

$D = 10^7$ - $10^9$ , тоді  $d = 10^{-7}$ - $10^{-9}$  м – це колоїдно-дисперсні системи;

$D = 10^9$ - $10^{11}$ , тоді  $d = 10^{-9}$ - $10^{-11}$  м – це молекулярно-дисперсні системи.

За агрегатним станом дисперсно-колоїдні системи поділяються на вісім основних класів:

1. золі – тверда речовина диспергована в рідині (Т/Р);
2. емульсії – рідка речовина - в рідині (Р/Р);
3. піни – газоподібна речовина - в рідині (Г/Р);
4. гелі – рідка речовина - в твердому середовищі (Р/Т);
5. сплави – тверда речовина - в твердому середовищі (Т/Т);
6. тверді піни – газ - в твердому середовищі (Г/Т);
7. аерозоль - рідка речовина – в газоподібному середовищі (Р/Г);
8. пил, дим – тверда речовина – в газоподібному середовищі (Т/Г).

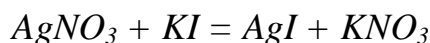
Дисперсно-колоїдні системи мають великий запас поверхневої енергії, тобто високий термодинамічний потенціал. Саме тому, згідно другого закону термодинаміки, такі системи здатні до скорочення площі питомої поверхні розділу фаз. Тому колоїдні системи мають здатність до коагуляції або самодовільного злипання (злиття) частинок, що призводить до укрупнення колоїдних часточок, а потім відбувається поступовий поділ фаз або розшарування системи та седиментація (випадіння осаду).

Дисперсні системи можуть утворюватися як не самовільним способом (шляхом подрібнення дисперсної фази або розчиненої речовини), так і самовільним способом (конденсаційним шляхом або додаванням розчинів електролітів). В обох випадках для стійкості дисперсної системи необхідно додавати стабілізатори – це речовини, які утворюють на поверхні частинок дисперсійної фази шар з поверхнево-активних речовин (ПАР). При адсорбції ПАР частина поверхневої енергії дисперсно-колоїдної системи витрачається на роботу процесу адсорбції (адсорбція –



це процес поглинання однієї речовини іншою, що відбувається на межі поділу фаз). В результаті таких складних процесів термодинамічний потенціал системи знижується і система не має можливості для коагуляції часточок, тобто відбувається стабілізація системи. Стабілізація дисперсних систем поверхнево-активними речовинами називається колоїдним захистом.

Стабілізуючу дію електролітів можна розглянути на прикладі утворення гідрозолу йодиду срібла за реакцією:



Якщо в розчин нітрату срібла  $AgNO_3$  поступово при інтенсивному перемішуванні додавати розчин йодиду калію  $KI$ , то осад йодиду срібла формується в присутності таких йонів як:  $K^+$ ;  $I^-$ ;  $Ag^+$ ;  $NO_3^-$ . Так як йодид калію взятий для реакції в недостатчі, то йодид-іонів  $I^-$  в розчині майже не існує, тому що вони відразу зв'язуються у нерозчинну сполуку йодиду срібла  $AgI$ , яка утворює нерозчинну сполуку.

В таких умовах на поверхні **агрегату** кристалів -  $m(AgI)$  в момент їх утворення будуть адсорбуватися відповідно до правила Панетта-Фаянса йони, які існують в розчині у надлишку і спорідненні з йонами ядра, це в нашому випадку будуть катіони  $Ag^+$  (це потенціал-визначальні йони, що визначають заряд колоїдної часточки).

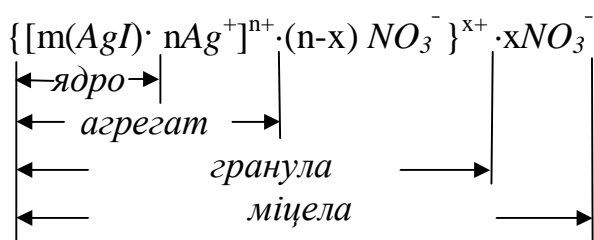
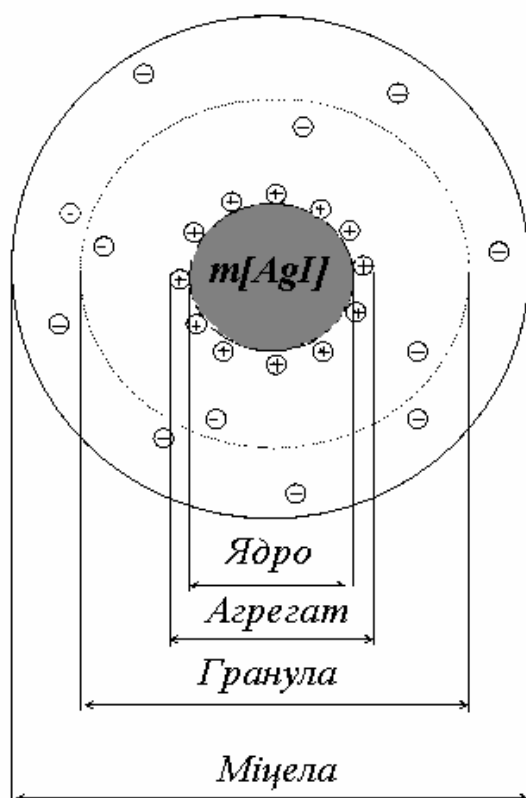
В ході реакції під дією сил електростатичної взаємодії з розчину до такого утвореного **ядра** притягуються іони з протилежним зарядом або противойони, в нашому випадку це - нітрат-аніони  $NO_3^-$  (йони, знак електричних зарядів яких протилежний знаку заряду агрегату), але їх кількість є дещо меншою ніж потенціал-визначальних йонів. Тому формулу **гранули** або колоїдної часточки можна записати в такому вигляді:

$(mAgI)$  – агрегат міцели гідрозоля йодиду срібла;

$[(mAgI) \cdot nAg^+]^{n+}$  - ядро

$[(mAgI) \cdot nAg^+ \cdot (n-x)NO_3^-]^{x+}$  - гранула

$\{[(mAgI) \cdot nAg^+ \cdot (n-x)NO_3^-]^{x+} \cdot xNO_3^-\}^0$  - міцела



Середній електричний заряд  $x$  гранул дорівнює алгебраїчній сумі електричних зарядів потенціал-визначальних йонів і противойонів, що входять до складу колоїдних часточок:  $x = n - (n-x)$ .

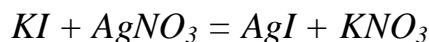
У формулі міцели  $m$  – число молекул йодиду срібла  $\text{AgI}$ , що входять до складу ядра,  $n$  – число потенціал-визначальних або зарядоутворюючих йонів срібла  $\text{Ag}^+$ . Як правило  $m$  значно більше  $n$ . Загальне число противойонів  $n$ , але частина з них  $(n-x)$  входить в адсорбційний шар Гельмгольца і знаходиться поблизу ядра, а інша частина противойонів складає дифузійний шар противойонів міцели.

Поряд із силами електростатичної взаємодії, у дисперсно-колоїдних системах діють також сили дифузії броунівського руху, які обумовлені тепловим рухом молекул середовища. Внаслідок дифузійних процесів частина противойонів  $\text{NO}_3^-$  залишається в розчині і має здатність вільно рухатися, яка утворює на поверхні гранули дифузійний шар противойонів. Разом з противойонами дифузійного шару  $\text{NO}_3^-$  колоїдні часточки утворюють структурну одиницю дисперсно-колоїдної системи - міцелу.

**Міцела** – це електронейтральна структурна одиниця ДКС, яка складається з ядра та шару Гельмгольца (який утворюють зарядоутворюючі йони та противойони адсорбційного шару), а також з противойонів дифузійного шару.

Стійкий золь йодиду срібла може бути отриманий при дотриманні таких умов: розчини реагентів повинні бути розбавленими і одна з реагуючих речовин береться у надлишку.

Якщо для даної реакції в надлишку буде взятий йодид калію  $KI$ , то реакція, структура і формула колоїдної системи буде мати такий вигляд:



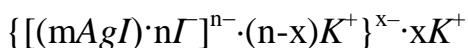
$(mAgI)$  – ядро міцели гідрозоля йодиду срібла;

$[(mAgI) \cdot n \Gamma]^{n-}$  – агрегат

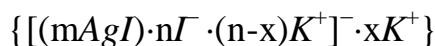
$[(mAgI) \cdot n \Gamma \cdot (n-x)K^+]^{x-}$  – гранула

$\{[(mAgI) \cdot n \Gamma \cdot (n-x)K^+]^{x-} \cdot xK^+\}^0$  – міцела

На першому місці в рівнянні реакції записується речовина **A** (взята в надлишку), на другому місці – речовина **B** (взята в недостатці). Стабілізатором такого розчину буде речовина **A**, що взята в надлишку. Змінюється знак зарядоутворюючих йонів (за правилом Панетта-Фаянса), в нашому випадку на поверхні ядра  $(mAgI)$  будуть спочатку адсорбуватися потенціал визначальні йони  $n\Gamma$ , а потім противойони  $(n-x)K^+$ , що обумовлює заряд гранули як:  $-x$ .



або



Як вже вище було визначено міцела немає заряду, а значення середнього електричного заряду колоїдних часточок визначається різницею електростатичних потенціалів, що виникає між колоїдними частинками й розчином при встановленні рівноваги в системі. Ця різниця потенціалів називається електрокінетичним дзета-потенціалом ( $\zeta$ -потенціал) системи. Чим більше значення  $\zeta$ -потенціалу системи, тим більше значення середнього електричного заряду колоїдних часточок.

Наявність у колоїдних часточок однойменних електричних зарядів призводить до їхнього взаємного відштовхування, це перешкоджає можливості злипання (злиття) часточок дисперсної фази, тим самим, надає системі так звану колоїдну стійкість.

Чим більше значення середнього електричного заряду колоїдних часточок, тим більші сили їхнього взаємного відштовхування. Отже, чим більше –  $\zeta$ -потенціал міцел системи ДКС, тим більше її колоїдна стійкість.

Електроліт, до складу якого входять йони, які адсорбуються на поверхні дисперсних часточок (потенціал визначальні іони), називається електролітом-стабілізатором.

## 5.2 Властивості колоїдних систем

**Оптичні властивості ДКС.** Для мікрогетерогенних систем найбільш характерним оптичним явищем є розсіювання світла, вперше описане М.Фарадеєм у 1857 році.

При бічному освітленні в колоїдних системах відбувається явище *опалесценції* (це розсіювання й переливання світла, що проходить крізь розчин ДКС, та набування ним блакитно-жовтого забарвлення), хоча в прохідному світлі колоїдні розчини можуть виглядати прозорими. Також явище розсіювання світла розчинами ДКС докладно досліджував Дж.Тіндаль (1868-1894), який спостерігав проходження світла крізь колоїдну систему у вигляді конусу на темному фоні (ефект Тіндаля).

Джерелом вторинних світлових хвиль, що обумовлюють виникнення розсіяного світла, згідно теорії Дж. Релея (1889-1894), є індуковані диполі, що пропускають у всіх напрямках світло такої ж довжини хвилі, що й падаюче світло. Періодична зміна розподілу зарядів перетворює молекули і частинки в диполь-електричне джерело електричних хвиль, таке випромінювання диполів називають розсіяним.

Відповідно до рівняння Дж. Релея, яке є математичним виразом закону розсіювання світла, воно характерне для розведених дисперсних систем та частинок з розмірами набагато меншими ніж довжина хвилі падаючого світла, інтенсивність світлорозсіювання дуже залежить від довжини світла. Коли розміри частинок збільшуються, то світлорозсіювання переходить у відбиття світла і інтенсивність розсіяного світла зменшується.

Підвищення концентрації речовини, що поглинає світло (дисперсної фази), приводить до відповідного світло поглинання, яке пропорційне концентрації колоїдного розчину. Відповідно до рівняння закону Ламберта-Бера:

$$I_{\pi} = I_0 \cdot e^{-k \cdot c \cdot l}$$

інтенсивність світла, що пройшло крізь колоїдну систему прямо пропорційно концентрації дисперсної фази в цьому розчині, тобто при малих концентраціях інтенсивність світла зменшується для розведених відносно тонких шарів колоїдних розчинів.

**Електрокінетичні властивості ДКС.** Гранули або колоїдні частинки мають електричні заряди, завдяки яким вони не здатні до об'єднання, злипання або осадження. Виникнення заряду на часточці

пояснюється адсорбцією поверхнею частинки потенціал-визначальних йонів з розчину. Знак заряду і його величина залежать від способу одержання колоїдного розчину, концентрації йонів, температури, природи розчинника та інших факторів.

Заряд колоїдних частинок можна визначити експериментальним шляхом: під дією постійного електричного струму катіони, які заряджені позитивно, рухаються до негативно зарядженого катоду, а аніони (із негативними зарядами - до позитивно зарядженого аноду. Процес переміщення частинок колоїдного розчину в електричному полі називається *електрофорезом*.

В ізоелектричному стані міцела немає заряду, тому що в ній відсутній дифузійний шар противойонів і заряд гранули є нейтральним і повністю скомпенсованим (кількість противойонів і зарядоутворюючих йонів стає рівною). Тобто при певних концентраціях електролітів колоїдна частинка втрачає електричний заряд і вже не може рухатися в постійному електричному полі під час електрофорезу.

**Молекулярно-кінетичні властивості ДКС:** броунівський рух, дифузія, седиментація, коагуляція пов'язані із певними розмірами колоїдних частинок ( $10^{-7}$ - $10^{-9}$ м).

Якщо в колоїдних розчинах сили притягіння між частинками, які стикаються одна з одною (наприклад, внаслідок броунівського руху), більші за сили взаємного відштовхування, то відбувається об'єднання частинок в більш великі агрегати, що призводить до втрати агрегативної стійкості. Процес злипання колоїдних частинок, який призводить до їх укрупнення та втрати молекулярно-кінетичної рухливості називають *коагуляцією*. Вона в подальшому призводить до втрати колоїдною системою седиментаційної стійкості, тому часто супроводжується випадінням осаду або *седиментацією*.

Якщо в дисперсно-колоїдну систему вводити велику кількість електроліту, то відбувається збільшення кількості противойонів в адсорбційному шарі ДКС. Це спричинює за собою зменшення середнього електричного заряду колоїдних часточок і відповідне зниження електрокінетичного  $\zeta$ -потенціалу системи. В результаті таких процесів взаємне відштовхування частинок стає слабкішим і збільшується ймовірність їхніх зіткнень та взаємодій.

*Коагуляція золів електролітами відбувається за певними правилами:*

1. Всі електроліти при збільшенні їхньої концентрації в золі до деякого значення викликають коагуляцію колоїдних систем. Мінімальна концентрація електроліту, доданого до золю, що викликає швидку коагуляцію за певний час, називається *порогом коагуляції* ( $\gamma$ ).

2. Коагулюючу дію призводить не весь електроліт, а тільки його йон, який має заряд, однойменний із зарядом противіонів міцели. Колоїдні розчини, що містять позитивно заряджені частинки, коагулюють під дією аніонів, а негативно заряджені колоїдні частинки (гранули) – під дією катіонів.

3. Коагулююча здатність йона залежить від його заряду. Багатозарядні йони викликають коагуляцію при набагато менших концентраціях ( $\gamma$  - найменший поріг коагуляції), ніж йони з малим зарядом, які мають найбільший поріг коагуляції.

4. Згідно правила значущості або правила Шульце-Гарді коагулююча здатність двозарядного йона буде більше в кілька десятків разів більша ніж у однозарядного йона, а тризарядного йона – у кілька сотень разів більша, тому що їх пороги коагуляції відносяться між собою, як:

$$\gamma_1 : \gamma_2 : \gamma_3 = 1 : \left(\frac{1}{2}\right)^6 : \left(\frac{1}{3}\right)^6 = 1 : \frac{1}{64} : \frac{1}{729}$$

5. Коагулююча здатність йонів однакового заряду зростає із збільшенням радіусу йона. Йони органічних сполук завжди мають вищу коагулюючу здатність, ніж йони неорганічних речовин. При збільшенні концентрації електроліту в розчині зменшується електрокінетичний потенціал колоїдних частинок і коагуляція настає при його певному значенні – критичному потенціалі. Для більшості систем  $\zeta$ -критичний потенціал дорівнює 0,03.

При змішуванні колоїдних розчинів, що складаються із частинок протилежного заряду, заряди гранул нейтралізуються й відбувається взаємна коагуляція розчинів. Нагрівання зменшує адсорбцію йонів колоїдними частинками, що також приводить до процесу коагуляції.

Процес, обернений коагуляції, називають *пептизацією*. Пептизація має місце при промиванні осадів водою. При цьому йони електроліту-коагулятора вимиваються, частинки осаду знову одержують заряд і переходять у колоїдний розчин.

Така взаємодія колоїдних часточок, відповідно до принципу мінімуму вільної енергії, призводить до їхнього злипання або злиття у випадку рідин, такий процес називають коагуляцією (або коалесценцією для рідин). Якщо частинки укрупнюються, втрачають молекулярно-кінетичні властивості і стають більшими ніж  $10^{-9}$  м, відбувається седиментація (випадіння осаду).

Коагулюючу дію на колоїдну систему з присутніх в розчині різних йонів буде виявляти лише ті йони електроліту, знак електричного заряду яких протилежний знаку заряду колоїдних часточок (або гранули) дисперсної системи. Такі йони називають коагулюючими йонами або йонами-коагуляторами, а електроліт, до складу якого вони входять – електролітом-коагулятором.

Мінімальна концентрація електроліту-коагулятора, що викликає в системі коагуляцію, називається *порогом коагуляції*  $\gamma$  або критичною концентрацією електроліту, яка визначається за формулою:

$$C_{кр} = \frac{C \cdot V_{ел} \cdot 1000}{V_{ел} + V_3},$$

де  $C_{кр}$  - молярна концентрація еквівалента електроліту, ммоль/дм<sup>3</sup>;

$V_{ел}$ ;  $V_3$  - відповідно об'єм електроліту та об'єм золю, дм<sup>3</sup>.

Встановлено, що поріг коагуляції обернено пропорційний ступеню електричного заряду (валентності) йонів коагуляторів  $z$  в шостому ступені (рівняння В. Дерягіна):

$$C_{кр} = \frac{k \cdot T^5}{z^6},$$

де  $T$  – температура колоїдної системи;

$z$  – заряд йонів коагуляторів ;

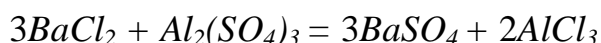
$k$  – коефіцієнт, який залежить від фізичних властивостей фаз системи.

### 5.3 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Визначення порогу коагуляції – мінімального об'єму електроліту, необхідного для одержання золю сульфату барію.

Який об'єм 0,002 н розчину хлориду барію треба додати до 0,03 дм<sup>3</sup> 0,0006 н сульфату алюмінію, щоб одержати позитивні заряджені частинки золю сульфату барію. Напишіть формулу міцели золю.

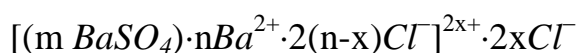
*Розв'язання:* Якщо речовини А ( $BaCl_2$ ) взято в надлишку реакція записується таким чином:



Якщо речовини в реакції беруть участь в стехіометричних співвідношеннях, то для повної взаємодії речовин в реакції необхідно взяти такий об'єм хлориду барію:

$$\begin{aligned} V_1 C_1 &= V_2 C_2 \\ \frac{3 \cdot 10^{-2} \cdot 6 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-3}} \text{ дм}^3 &= 0,86 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3 \end{aligned}$$

Для одержання позитивних часточок золю сульфату барію у розчині повинен бути взятий надлишок хлориду барію в порівнянні із сульфатом алюмінію. Отже, для реакції потрібно взяти надлишок 0,009 дм<sup>3</sup> 0,002 н розчину  $BaCl_2$ , таким чином формула міцели золю сульфату барію буде мати такий вигляд:



Приклад 2. Визначення порогу коагуляції електроліту із врахуванням його концентрації.

В кожну із трьох колб налили 0,01 дм<sup>3</sup> золю хлориду срібла  $AgCl$ . Для коагуляції золю в першу колбу додають 0,002 дм<sup>3</sup> 1 н розчину нітрату натрію  $NaNO_3$ , в другу – 0,012 дм<sup>3</sup> 0,01 н розчину нітрату кальцію  $Ca(NO_3)_2$ , а в третю – 0,007 дм<sup>3</sup> 0,001 н розчину нітрату алюмінію  $Al(NO_3)_3$ . Обчислити пороги коагуляції електролітів та визначте знак заряду частинок золю.

*Розв'язання:* Поріг коагуляції можна обчислити за формулою:

$$C_{кр} = \frac{C \cdot V_{ел} \cdot 1000}{V_{ел} + V_3},$$

де  $C_{кр}$  - молярна концентрація еквівалента електроліту, ммоль/ дм<sup>3</sup>;

$V_{ел}$ ;  $V_3$  - відповідно об'єм електроліту та об'єм золю, дм<sup>3</sup>.

Електроліти, які додають до золю, містять нітрат-аніони  $NO_3^-$  та катіони:  $Na^+$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Al^{3+}$ , відповідно до правила Шульце-Гарді найменший поріг коагуляції буде у йона з найбільшим зарядом, тобто у  $Al^{3+}$ . Отже, якщо коагуляцію викликають позитивно заряджені йони, то гранула або колоїдна часточка має заряд негативний (у йона, що викликає коагуляцію заряд протилежний заряду гранули або колоїдної часточки).

Концентрації електролітів, що викликають коагуляцію розраховують такими чином:

$$C_{NaNO_3} = \frac{1 \cdot 0,002 \cdot 1000}{0,002 + 0,001} = 166,70 \text{ ммоль/дм}^3$$

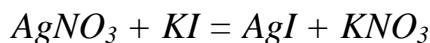
$$C_{Ca(NO_3)_2} = \frac{0,01 \cdot 0,012 \cdot 1000}{0,012 + 0,001} = 5,45 \text{ ммоль/дм}^3$$

$$C_{Al(NO_3)_3} = \frac{0,001 \cdot 0,007 \cdot 1000}{0,007 + 0,001} = 0,41 \text{ ммоль/дм}^3$$

Приклад 3. Визначення заряду колоїдних часточок.

Золь йодиду срібла  $AgI$ , який утворюється при додаванні до 0,02 дм<sup>3</sup> 0,01 н розчину йодиду калію  $KI$  та 0,028 дм<sup>3</sup> 0,005 н розчином нітрату срібла  $AgNO_3$ . Який заряд мають колоїдні частинки золю. Напишіть формулу його міцели.

*Розв'язання:* Під час хімічної реакції між речовинами, утворюється осад нерозчинного йодиду срібла, який є ядром міцели:



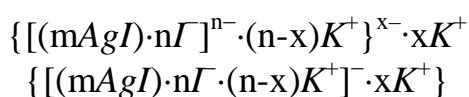


Для визначення кількості реагуючих речовин об'єм розчину необхідно помножити на концентрацію розчину електроліту:

В розчині  $AgNO_3$ :  $0,005 \cdot 0,028 = 1,4 \cdot 10^{-4}$  ммоль;

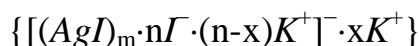
В розчині  $KI$ :  $0,02 \cdot 0,01 = 2,0 \cdot 10^{-4}$  ммоль.

Розрахунок показує, що в розчині кількість речовини йодиду калію  $KI$  більше (взято в надлишку), а нітрату срібла  $AgNO_3$  менше (взято в недостатці), отже ядром колоїдних частинок золю йодиду срібла будуть молекули  $AgI$ , на них будуть адсорбуватися йони  $I^-$ , які є потенціал-визначальними йонами, які визначають заряд гранули (часточки), тобто колоїдна часточка має негативний заряд. На поверхню такого агрегату адсорбуються противойони  $K^+$ . Тому при надлишку йодиду срібла формула міцели буде мати такий вигляд:

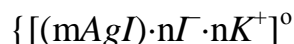


Приклад 4. Ізоелектричний стан міцели, визначення потенціал - визначальних йонів та противойонів міцели (дивись попередню реакцію).

*Розв'язання:*



У випадку коли концентрації обох електролітів рівними, міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, який можна записати міцелярною формулою наступного вигляду:



$(mAgI)$  – ядро міцели гідрозоля йодиду срібла;

$[(mAgI) \cdot nI^-]$  – агрегат;

$[(mAgI) \cdot nI^- \cdot nK^+]$  – гранула немає заряду і є міцелою;

$nI^-$  – потенціал-визначальні йони;

$nK^+$  – противойони адсорбційного шару.

В такому випадку повністю відсутні противойони дифузійного шару, тому при електрофорезі під дією електричного поля колоїдна часточка не буде рухатися, так як немає електричного заряду.

#### **Завдання до контрольної роботи ( Модулі – 3М-Л4 та 3М-П4)**

**71. А)** При додаванні надлишку сірководню в розчин солі миш'яку (III)  $AsCl_3$  одержали золь сульфїду миш'яку. Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели золю й визначте знак його заряду. Розрахуйте для них пороги коагуляції  $\gamma$  для електролітів  $KCl$ ,  $AlCl_3$ ,  $Zn(CH_3COO)_2$

Б) При пропущенні надлишку сірководню в розчин солі миш'яку(III)  $AsCl_3$  одержали золь сульфіді миш'яку. З огляду на умови утворення, напишіть формулу міцели золю й визначте знак його заряду. До якого електроду буде рухатися колоїдна частинка при пропусканні електричного струму?

**72. А)** Золь кремнієвої кислоти  $H_2SiO_3$  був одержаний при взаємодії розчинів  $K_2SiO_3$  та  $HCl$ . Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели золю й визначте, який з електролітів був у надлишку, якщо противойони в електричному полі рухаються до катоду.

Золь кремнієвої кислоти  $H_2SiO_3$  був отриманий при взаємодії розчинів

Б)  $K_2SiO_3$  та  $HCl$ . Напишіть формулу міцели золю й визначте, який з електролітів був у надлишку, якщо протийони в електричному полі рухаються до катода.

**73. А)** Напишіть формулу міцели золю золота (ядро колоїдної частки містить  $m[Au]$ ), одержаного розпиленням золота в розчині  $NaAuO_2$ . Надати необхідні пояснення, записати рівняння процесів.

Б) Який об'єм 0,008 н.  $AgNO_3$  треба додати до 0,025 дм<sup>3</sup> 0,016 н. розчину  $KI$ , щоб одержати негативно заряджені частки золю йодиду срібла. Напишіть формулу міцели.

**74. А)** Складіть рівняння реакцій в молекулярній і йонній формах, формулу міцели золю гідроксиду алюмінію, одержаного при глибокому гідролізі сульфату алюмінію. Надати необхідні пояснення.

Б) Напишіть формулу міцели золю золота (ядро колоїдної частки  $m[Au]$ ), отриманого розпиленням золота в розчині  $NaAuO_2$ . До якого електроду буде рухатися колоїдна частинка при пропусканні електричного струму?

**75. А)** При досить повільному додаванні кислої солі  $KH_2SbO_4$  у розведений розчин солі хлориду натрію можливе утворення гідрозоля кислої солі  $NaH_2SbO_4$ . Напишіть рівняння реакцій в молекулярній і йонній формах, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних частинок цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю:  $NH_4Cl$ ,  $K_2SO_4$ ,  $FeCl_3$ ?

Б) Золь броміду срібла був отриманий шляхом змішування рівних об'ємів 0,008 н.  $KBr$  та 0,009 н.  $AgNO_3$ . Визначте знак заряду часток золю і напишіть формулу міцели.

**76. А)** При досить повільному введенні солі нітрату срібла у розведений розчин солі йодиду натрію можливе утворення гідрозоля йодиду срібла.

Напишіть рівняння реакцій, формули міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю:  $NaF$ ,  $Ca(NO_3)_2$ ,  $K_2SO_4$ ?

Б) Який об'єм 0,001 М  $FeCl_3$  треба додати до 0,03 дм<sup>3</sup> 0,002 н.  $AgNO_3$ , щоб частки золю хлориду срібла в електричному полі рухалися до анода? Напишіть формулу міцели золю.

**77. А)** При досить повільному введенні гідроксиду натрію у розведений розчин солі хлориду магнію можливе утворення гідрозоля гідроксиду магнію. Напишіть рівняння реакцій, формули міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю:  $KCl$ ,  $AlCl_3$ ,  $Zn(CH_3COO)_2$ ? Розрахуйте для них пороги коагуляції  $\gamma$ . Надати необхідні пояснення.

Б) Золь гідроксиду заліза був отриманий змішуванням рівних об'ємів 0,002 н.  $NaOH$  та 0,0003 н.  $Fe_2(SO_4)_3$ . Який знак заряду мають частки золю? Складіть формулу міцели.

**78. А)** При досить повільному введенні солі нітрату срібла у розведений розчин солі роданіду амонію можливе утворення гідрозоля роданіду срібла. Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з речовин  $KCl$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $K_3PO_4$  є найбільш економічним коагулятором золю?

Б) Який об'єм 0,0025 М  $KI$  треба додати до 0,035 дм<sup>3</sup> 0,003 н.  $Pb(NO_3)_2$ , щоб одержати золь йодиду свинцю і при електрофорезі протиіони рухалися б до анода. Напишіть формулу міцели золю.

**79. А)** При досить повільному введенні  $PbSO_4$  у розведений розчин солі  $CaCl_2$  можливе утворення гідрозоля  $CaSO_4$ . Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю:  $ZnCl_2$ ,  $AlCl_3$ ,  $CH_3COONa$ ? Надати необхідні пояснення.

Б) Який об'єм 0,001 М  $AlCl_3$  треба додати до 0,02 дм<sup>3</sup> 0,003 М  $H_2S$ , щоб відбулося утворення золю сульфіді миш'яку, а при електрофорезі протійони рухались до катода. Напишіть формулу міцели золю.

**80. А)** При досить повільному введенні  $CaSO_4$  у розведений розчин солі  $BaCl_2$  можливе утворення гідрозоля  $BaSO_4$ . Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю:  $NH_4Cl$ ,  $AlCl_3$ ,  $CH_3COOK$ ? Надати необхідні

пояснення. Розрахувати пороги коагуляції  $\gamma$ .

**Б)** При досить повільному введенні гідроксиду натрію у розведений розчин солі хлориду магнію можливе утворення гідрозоля гідроксиду магнію. Напишіть рівняння реакцій, формули міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю та вкажіть до якого електроду буде рухатися колоїдна частинка при електрофорезі.

## ДОДАТКИ

**Додаток 1** – Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<b><i>H</i></b> 2.1										<b><i>He</i></b> -
2	<b><i>Li</i></b> 1.0	<b><i>Be</i></b> 1.5	<b><i>B</i></b> 2.0	<b><i>C</i></b> 2.5	<b><i>N</i></b> 3.0	<b><i>O</i></b> 3.5	<b><i>F</i></b> 4.0				<b><i>Ne</i></b> -
3	<b><i>Na</i></b> 0.9	<b><i>Mg</i></b> 1.2	<b><i>Al</i></b> 1.5	<b><i>Si</i></b> 1.8	<b><i>P</i></b> 2.1	<b><i>S</i></b> 2.6	<b><i>Cl</i></b> 3.0				<b><i>Ar</i></b> -
4	<b><i>K</i></b> 0.8	<b><i>Ca</i></b> 1.0	<b><i>Sc</i></b> 1.3	<b><i>Ti</i></b> 1.5	<b><i>V</i></b> 1.6	<b><i>Cr</i></b> 1.6	<b><i>Mn</i></b> 1.5	<b><i>Fe</i></b> 1.8	<b><i>Co</i></b> 1.9	<b><i>Ni</i></b> 1.9	
	<b><i>Cu</i></b> 1.9	<b><i>Zn</i></b> 1.6	<b><i>Ga</i></b> 1.6	<b><i>Ge</i></b> 1.8	<b><i>As</i></b> 2.0	<b><i>Se</i></b> 2.4	<b><i>Br</i></b> 2.8				<b><i>Kr</i></b> -
5	<b><i>Rb</i></b> 0.8	<b><i>Sr</i></b> 1.0	<b><i>Y</i></b> 1.2	<b><i>Zr</i></b> 1.4	<b><i>Nb</i></b> 1.6	<b><i>Mo</i></b> 1.8	<b><i>Tc</i></b> 1.9	<b><i>Ru</i></b> 2.2	<b><i>Rh</i></b> 2.2	<b><i>Pd</i></b> 2.2	
	<b><i>Ag</i></b> 1.9	<b><i>Cd</i></b> 1.7	<b><i>In</i></b> 1.7	<b><i>Sn</i></b> 1.8	<b><i>Sb</i></b> 1.9	<b><i>Te</i></b> 2.1	<b><i>I</i></b> 2.5				<b><i>Xe</i></b> -
6	<b><i>Cs</i></b> 0.7	<b><i>Ba</i></b> 0.9	<b><i>La*</i></b> 1.08	<b><i>Hf</i></b> 1.3	<b><i>Ta</i></b> 1.5	<b><i>W</i></b> 1.7	<b><i>Re</i></b> 1.9	<b><i>Os</i></b> 2.2	<b><i>Ir</i></b> 2.2	<b><i>Pt</i></b> 2.2	
	<b><i>Au</i></b> 2.4	<b><i>Hg</i></b> 1.9	<b><i>Tl</i></b> 1.8	<b><i>Pb</i></b> 1.9	<b><i>Bi</i></b> 2.0	<b><i>Po</i></b> 2.0	<b><i>At</i></b> 2.2				<b><i>Rn</i></b> -
7	<b><i>Fr</i></b> 0.7	<b><i>Ra</i></b> 0.9	<b><i>Ac**</i></b> 1.1	*Лантаноїди 1.08-1.14 **Актиноїди 1.11-1.2							

**Додаток 2** – Деякі константи комплексних йонів

Комплекс. йон	$K_n$	$\beta$	Комплекс. йон	$K_n$	$\beta$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$7 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$	$1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-14}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$		$[\text{Fe}(\text{CNS})_4]^-$		$7,1 \cdot 10^{24}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-33}$		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$1 \cdot 10^{30}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$		$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$		$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$	$1,2 \cdot 10^{16}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-68}$		$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$		$1,4 \cdot 10^{15}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$1,17 \cdot 10^7$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-34}$	
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$3,2 \cdot 10^{32}$	$[\text{HgS}_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-53}$	
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$		$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$	
$[\text{Co}(\text{NCS})_3]^-$		63,1	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$	
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-13}$	$4,8 \cdot 10^{12}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-16}$	
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$		$1,1 \cdot 10^{24}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-30}$	
$[\text{Cu}(\text{CNS})_4]^{2-}$		$3,31 \cdot 10^6$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	

### Додаток 3 – Напрямок перебігу реакцій

Знак функції			Можливість процесу
$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	
–	+	–	Можливо при будь-яких температурах
+	–	+	Неможливо при будь-яких температурах
–	–	$\pm$	Можливо при досить низьких температурах
+	+	$\pm$	Можливо при досить високих температурах

### Додаток 4 – Стандартні ентальпії утворення $\Delta H^\circ_{298}$ , ентропії $S^\circ_{298}$ та вільна енергія утворення $\Delta G^\circ_{298}$ деяких речовин та йонів при 298 К (25°C)

Речовина	$\Delta H^\circ_{298}$ кДж/моль	$S^\circ_{298}$ Дж/(моль·К)	$\Delta G^\circ_{298}$ кДж/моль	Речовина	$\Delta H^\circ_{298}$ кДж/моль	$S^\circ_{298}$ Дж/(моль·К)	$\Delta G^\circ_{298}$ кДж/моль
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0	TiO <sub>2</sub> (к.)	-943,9	50,3	-888,6
CH <sub>4</sub> (г.)	-74,9	186,2	-50,8	SO <sub>2</sub> (г.)	-296,9	248,1	-300,2
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (г.)	52,3	219,4	68,1	SO <sub>3</sub> (г.)	-394,8	256,0	-370,0
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г.)	+226,8	200,8	+209,2	PCl <sub>5</sub> (г.)	-369,45	362,9	-324,55
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г.)	-89,7	229,5	-167,9	PCl <sub>3</sub> (г.)	-277,0	311,7	-286,27
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (р.)	82,9	269,2	129,7	ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (г.)	-103,85	269,87	-	ZnS (к.)	-205,4	57,74	-200,7
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (г.)	-30,15	296,12	-4,10	Na <sub>2</sub> O (к.)	-416,0	75,21	-377,1
CCl <sub>4</sub> (г.)	-102,93	309,74	-60,63	Na <sub>2</sub> SiO (к.)	-1525,4	113,8	-1427,7
CS <sub>2</sub>	88,7	151,0	64,4	SiO <sub>2</sub> (к.)	-908,2	42,7	-854,2
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1	N <sub>2</sub>	0	-84,4	0
CO <sub>2</sub> (г.)	-393,5	213,7	-394,4	O <sub>2</sub>	0	205,04	0
CaCO <sub>3</sub> (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7	Cl <sub>2</sub>	0	222,0	0
CaC <sub>2</sub> (к.)	-62,8	70,3	-67,8	C(графіт)	0	5,74	0
CaO (к.)	-635,5	39,7	-604,2	Fe	0	27,15	0
Ca(OH) <sub>2</sub> (к.)	-986,6	76,1	-896,8	Al	0	28,35	0
CaCl <sub>2</sub> (к.)	-785,8	113,8	-750,2	Al <sup>3+</sup>	-524,7	-313,4	-481,2
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-676,3	-53,1	-528,1
CuS (к.)	-53,1	66,5	-53,6	Ca <sup>2+</sup>	-542,9	-55,2	-553,1
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3	Cl <sup>-</sup>	-167,46	55,1	-131,2
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к.)	-322,2	87,4	-740,3	Cu <sup>2+</sup>	64,4	-98,7	64,98
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2	Fe <sup>2+</sup>	-87,9	-113,4	-84,94
FeS (к.)	-100,4	60,29	-100,8	Fe <sup>3+</sup>	-47,7	-293,3	-10,5
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2	H <sup>+</sup>	0	0	0
H <sub>2</sub> O (г, п.)	-241,8	188,7	-228,6	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	-132,4	114,4	-79,5
H <sub>2</sub> O (р)	-285,8	70,1	-237,3	K <sup>+</sup>	-251,2	102,5	-282,3
H <sub>2</sub> S (г.)	-21,0	205,7	-33,8	Li <sup>+</sup>	-278,4	14,2	-293,8
NH <sub>3</sub> (г.)	-46,2	192,6	-16,7	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	-106,3	125,1	-35,3
NH <sub>4</sub> NO (к.)	-365,4	151,0	-183,8	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	-206,6	146,4	-110,5
NH <sub>4</sub> Cl (к.)	-314,2	95,8	-203,2	Na <sup>+</sup>	-239,66	60,2	-261,87
N <sub>2</sub> O (г.)	82,0	219,9	104,1	OH <sup>-</sup>	-229,94	-10,54	-157,3
NO (г.)	90,3	210,6	86,6	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-907,5	17,2	-743,0
NO <sub>2</sub> (г.)	33,5	240,2	51,5	Zn <sup>2+</sup>	-153,74	-110,67	-127,3

**Додаток 5** – Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

<i><b>Стала</b></i>	<i><b>Позначення</b></i>	<i><b>Чисельні значення</b></i>
Швидкість світла у вакуумі	c	2,9979246 м/с
Стала Планка	h	$6,62618 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Елементарний електрич. заряд	e	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	N	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль <sup>-1</sup>
Стала Фарадея	F	$9,64846 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газова стала	R	8,3144 Дж/(моль·К)

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄВА												
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	<b>H</b> 1,0079 Гідроген Водень							<b>He</b> 4,0026 Гелій	<div><div>Протонне число (порядковий номер)</div><div><div>26</div><div>55,847</div><div>Fe</div></div><div>Хімічний символ</div><div>Традиційна назва простого речовини</div><div>Відносна атомна маса</div><div>Назва елемента</div></div>			
2	<b>Li</b> 6,941 Літій	<b>Be</b> 9,0122 Берилій	<b>B</b> 10,811 Бор	<b>C</b> 12,011 Карбон Вуглець	<b>N</b> 14,007 Нітроген Азот	<b>O</b> 15,999 Оксиген Кисень	<b>F</b> 18,998 Флуор Фтор	<b>Ne</b> 20,179 Неон				
3	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Mg</b> 24,305 Магній	<b>Al</b> 26,982 Алюміній	<b>Si</b> 28,086 Силіцій	<b>P</b> 30,974 Фосфор	<b>S</b> 32,066 Сульфур Сірка	<b>Cl</b> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> 39,948 Аргон				
4	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Ca</b> 40,078 Кальцій	<b>Sc</b> 44,956 Скандій	<b>Ti</b> 47,88 Титан	<b>V</b> 50,942 Ванадій	<b>Cr</b> 51,996 Хром	<b>Mn</b> 54,938 Манган	<b>Fe</b> 55,847 Ферум Залізо	<b>Co</b> 58,933 Кобальт	<b>Ni</b> 58,69 Нікел		
	<b>Cu</b> 63,546 Купрум Мідь	<b>Zn</b> 65,39 Цинк	<b>Ga</b> 69,723 Галій	<b>Ge</b> 72,59 Германій	<b>As</b> 74,922 Арсен	<b>Se</b> 78,904 Селен	<b>Br</b> 79,904 Бром	<b>Kr</b> 83,80 Криптон				
5	<b>Rb</b> 85,468 Рубідій	<b>Sr</b> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> 88,906 Ітрій	<b>Zr</b> 91,224 Цирконій	<b>Nb</b> 92,906 Ніобій	<b>Mo</b> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> [99] Технецій	<b>Ru</b> 101,07 Рутеній	<b>Rh</b> 102,91 Родій	<b>Pd</b> 106,42 Паладій		
	<b>Ag</b> 107,87 Аргентум Срібло	<b>Cd</b> 112,41 Кадмій	<b>In</b> 114,82 Індій	<b>Sn</b> 118,71 Станум Олово, цина	<b>Sb</b> 121,75 Стибій	<b>Te</b> 127,60 Телур	<b>I</b> 126,90 Йод	<b>Xe</b> 131,29 Ксенон				
6	<b>Cs</b> 132,91 Цезій	<b>Ba</b> 137,33 Барій	<b>*La</b> 138,91 Лантан	<b>Hf</b> 178,49 Гафній	<b>Ta</b> 180,95 Тантал	<b>W</b> 183,85 Вольфрам	<b>Re</b> 186,21 Реній	<b>Os</b> 190,2 Осмій	<b>Ir</b> 192,22 Ірідій	<b>Pt</b> 195,08 Платина		
	<b>Au</b> 196,97 Аурум Золото	<b>Hg</b> 200,59 Меркурій Ртуть	<b>Tl</b> 204,38 Талій	<b>Pb</b> 207,2 Плюмбум Свинцев, оливо	<b>Bi</b> 208,98 Бісмут	<b>Po</b> [209] Полоній	<b>At</b> [210] Астат	<b>Rn</b> [222] Радон				
7	<b>Fr</b> [223] Францій	<b>Ra</b> 226,03 Радій	<b>**Ac</b> [227] Актиній	<b>Db</b> [261] Дубній	<b>Jl</b> [262] Джолотій	<b>Rf</b> [263] Резерфордій	<b>Bh</b> [262] Борій	<b>Hn</b> [265] Ганій	<b>Mt</b> [266] Майтнерій	<b>Uun</b> [266] Унунілій		
* Лантаноїди												
58	<b>Ce</b> 140,12 Церій	<b>Nd</b> 144,24 Неодим	<b>Pm</b> [147] Прометій	<b>Sm</b> 151,96 Самарій	<b>Gd</b> 157,25 Гадоліній	<b>Tb</b> 158,93 Тербій	<b>Dy</b> 162,50 Диспрозій	<b>Ho</b> 164,93 Гольмій	<b>Er</b> 167,26 Ербій	<b>Tm</b> 168,93 Тулій	<b>Yb</b> 173,04 Ітербій	<b>Lu</b> 174,97 Лютецій
** Актиноїди												
90	<b>Th</b> 232,04 Торій	<b>Pa</b> [231] Протактиній	<b>Np</b> [237] Нептуній	<b>Pu</b> [244] Плутоній	<b>Am</b> [243] Америцій	<b>Bk</b> [247] Берклій	<b>Cf</b> [251] Каліфорній	<b>Es</b> [252] Ейнштейній	<b>Fm</b> [257] Фермій	<b>Md</b> [258] Менделєвій	<b>No</b> [259] Нобелій	<b>Lr</b> [260] Лоуренсій



Таблиця 1 Розчинність солей та основ у воді

$\Delta_{\text{H}_2\text{O}}$	Катиони																						
	$\text{K}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{NH}_4^+$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Mn}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Bi}^{3+}$	$\text{Sn}^{2+}$	
$\text{OH}^-$	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
$\text{F}^-$	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P
$\text{Cl}^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
$\text{Br}^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
$\text{I}^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P
$\text{S}^{2-}$	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
$\text{SO}_3^{2-}$	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	H	-	-
$\text{SO}_4^{2-}$	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	BP	-	P	P	BP	P	P
$\text{PO}_4^{3-}$	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
$\text{CrO}_4^{2-}$	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
$\text{CO}_3^{2-}$	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
$\text{NO}_3^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
$\text{NO}_2^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	BP	-	P	P	P	H	-
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	-	-
$\text{SiO}_3^{2-}$	P	P	-	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-	-	-	-	-	H	H	H	H	-

**Примітка:** Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ З ДИСЦИПЛІНИ  
«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»  
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ  
Спеціальність «Екологія»**

Укладачі: Шевченко Світлана Василівна, ст. викл.  
Васильєва Марина Георгіївна, ст.. викл.

Підп. до друку \_\_\_\_\_ Формат \_\_\_\_\_ Папір \_\_\_\_\_  
Умовн. друк. арк. \_\_\_\_\_ Тираж \_\_\_\_\_ Зам. № \_\_\_\_\_

Надруковано з готового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет,  
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15