

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №1
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

**Спеціальність: 103 «Науки про Землю»
Рівень вищої освіти: бакалавр**

Одеса 2018

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

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №1
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

**Спеціальність: 103 «Науки про Землю»
Рівень вищої освіти: бакалавр**

**«ЗАТВЕРДЖЕНО»
на засіданні робочої групи
методичної ради
«Заочна та післядипломна освіта»**

Одеса 2018

Збірник методичних вказівок до СРС та виконання контрольної роботи №1 з дисципліни «Загальна хімія» для студентів I курсу заочного факультету. Спеціальність: 103 «Науки про Землю». Рівень вищої освіти: бакалавр.

Укладач: Шевченко В.Ф, доц., к.т.н. Одеса, ОДЕКУ, 2018. – 190 с.;
укр. мова

ЗМІСТ

ВСТУП	5
ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ.....	7
Організація поточного та підсумкового контролю знань.....	18
ВКАЗІВКИ ДО РІШЕННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ.....	21
1 Основні поняття і закони хімії.....	21
1.1 Поняття та їх визначення.....	21
1.1.1 Основні закони хімії	22
1.1.2 Закони ідеальних газів.....	24
1.1.3 Приклади розв'язання завдань.....	24
2 Хімічна будова речовин.....	39
2.1 Моделі атома.....	39
2.2 Квантові числа, їх фізичний зміст.....	39
2.3 Електронні формули атомів.....	40
2.4 Електронні формули атомів у збудженому стані.....	40
2.5 Електронні формули йонів.....	41
2.6 Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва.....	42
2.7 Періодична зміна властивостей хімічних елементів.....	42
2.8 Приклади розв'язання завдань.....	42
3 Типи хімічного зв'язку.....	47
3.1 Виникнення хімічного зв'язку.....	47
3.2 Ковалентний зв'язок.....	47
3.3 Метод валентних зв'язків.....	47
3.4 Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул.....	48
3.5 Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук.....	51
3.6 Приклади розв'язання завдань.....	54
4 Кінетика та енергетика хімічних реакцій.....	63
4.1 Термохімія	63
4.1.1 Енергетика хімічних процесів	63
4.1.2 Теплові ефекти реакцій.....	64
4.1.3 Внутрішня енергія.....	64
4.1.4 Термохімічні закони.....	64
4.1.5 Приклади розв'язання завдань.....	64
4.2 Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій.....	68
4.2.1 Закон діючих мас	68
4.2.2 Хімічна рівновага.....	68

4.2.3	Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.....	68
4.2.4	Приклади розв'язання завдань.....	68
5	Розчини електролітів та неелектролітів.....	71
5.1	Способи визначення складу розчинів.....	71
5.2	Колігативні властивості розведених розчинів.....	71
5.3	Водні розчини електролітів.....	71
5.3.1	Сильні електроліти.....	71
5.3.2	Йонний добуток води. Водневий показник.....	71
5.3.3	Гідроліз солей.....	71
5.3.3	Добуток розчинності.....	71
5.3.4	Приклади розв'язання завдань.....	71
6	Окисно-відновні реакції.....	84
7	Гальванічні елементи. Електроліз.....	88
7.1	Електрохімічні процеси.....	88
7.2	Електроліз розчинів і розплавів.....	93
7.3	Гальванічний елемент.....	95
7.4	Приклади розв'язування задач до тем 6-7	98
8	Корозія металів.....	113
8.1	Приклади розв'язування задач.....	116
9	Гетерогенні колоїдні системи, їхні види та властивості.....	119
9.1	Загальні положення, необхідні знання та навички.....	119
9.2	Властивості колоїдних систем.....	124
9.1	Приклади розв'язування задач.....	129
	ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ.....	140
	ДОДАТКИ.....	171

ВСТУП

Мета методичних вказівок в наданні допомоги студентам заочної форми навчання у самостійній роботі з літературою, оволодінні теоретичними і практичними знаннями з дисципліни «Загальна хімія».

«Загальна хімія» є для студентів-гідрометеорологів базовою дисципліною, яка сприяє вивченню фахових дисциплін.

Мета курсу – формування у студентів розуміння та знання загальних хімічних закономірностей, хімічної будови речовини, основних закономірностей протікання хімічних реакцій, закономірностей утворення дисперсних систем та їх фізико-хімічні властивості, існування та руйнування колоїдів.

Після вивчення дисципліни у студентів повинен сформуватися комплекс хімічних знань з атомно-молекулярного вчення, будови атома, періодичного закону Д.І. Менделєєва; чітке сучасне уявлення про швидкість хімічних процесів, фазову та хімічну рівновагу, властивості молекулярних розчинів електролітів, адсорбцію та електрохімічні явища. Студенти повинні бути ознайомлені з основами колоїдної хімії: загальною характеристикою колоїдних систем і методами їх добування, молекулярно-кінетичними властивостями колоїдних розчинів, оптичними, електричними властивостями колоїдних систем, їх коагуляцією.

Дисципліна сприяє створенню в майбутніх спеціалістів широкого природничо-наукового кругозору та розумінню проблем раціонального використання природного багатства.

Студенти повинні отримати знання, які надалі дозволять їм засвоїти дисципліни за спеціальностями метеорології, гідрології, океанології.

Студенти вивчають дисципліну протягом першого курсу під час установчих лекцій, виконанні лабораторних робіт; у ході самостійної роботи з підручниками, методичними посібниками, при виконанні планових контрольних завдань. Студенти можуть отримати індивідуальні консультації (очні та письмові) та повинні скласти іспит вкінці I курсу.

Лекції. Лекції з найважливіших розділів курсу читаються в період настановної сесії.

Лабораторні заняття. Хімія це наука про речовини і їх перетворення. Для більш глибокого розуміння хімії як науки, заснованої на експерименті, необхідно в період сесії виконати 2 лабораторні роботи.

Іспит. До іспиту допущені студенти, які виконали контрольну роботу завдання якої зараховані, виконали всі лабораторні роботи, передбачені навчальним планом. Екзаменатору студенти пред'являють залікову книжку (або направлення на іспит), зараховані модульні роботи, протоколи лабораторних робіт з поміткою викладача про їх виконання та захист лабораторних робіт (2 лабораторних модулів).

Робота з книгою. Вивчати курс необхідно у відповідності зі списком рекомендованої літератури за темами, ознайомившись із змістом кожної з них за Програмою (матеріал курсу у Програмі не завжди співпадає з розташуванням його у підручниках).

Вивчення будь-якого питання на рівні суті, а не на рівні окремих явищ сприяє більш глибокому і тривалому засвоєнню матеріалу.

Контрольні завдання. У процесі вивчення дисципліни на I курсі студент повинен виконати контрольну роботу. До виконання контрольної роботи слід приступати тільки тоді, коли вже самостійно вивчена певна частина курсу і розглянуті приклади розв'язування задач, які наведено у підручниках та даних МВ перед задачами до відповідних тем контрольних завдань.

Розв'язування задач повинно бути коротким, але чітко обґрунтованим, треба вказувати теоретичне обґрунтування ходу розв'язання, за винятком тих випадків, коли по суті питання таке, що мотивування не потрібно, наприклад, коли треба скласти електронну формулу, написати рівняння реакції і т.п. При розв'язуванні задач треба наводити весь хід дій і всі математичні перетворення (формули та підставлені значення величин).

Теоретичні та практичний модуль пересилаються на електронну адресу кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ: chemistry@odeku.edu.ua згідно графіка виконання контрольної роботи.

Після рецензування результати повідомляються студенту на його електронну адресу.

Якщо контрольні завдання не зараховані, їх треба виконати відповідно до вказівок і зауважень рецензента та подати на повторне рецензування разом з незарахованою роботою. Виправлення потрібно виконувати в кінці попередньої роботи, а не в рецензованому тексті.

Якщо контрольні завдання виконані не за своїм варіантом, вони не рецензуються.

ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ

Зміст курсу і обсяг вимог, що пред'являються студенту при складанні іспиту визначає програма з хімії для нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

Змістовний модуль (лекційний) №1 – ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ

- 1 Основні поняття та закони хімії*
- 2 Хімічна будова речовини*
- 3 Типи хімічного зв'язку*
- 4 Кінетика та енергетика хімічних реакцій*
- 5 Розчини електролітів та неелектролітів*

Змістовний модуль (лекційний) №2 – ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ДИСПЕРСНО-КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

- 1 Окисно-відновні реакції*
- 2 Гальванічні елементи. Електроліз*
- 3 Корозія металів*
- 4 Гетерогенні колоїдні системи, їхні види та властивості*
- 5 Сорбція. Види сорбції.*
- 6 Міцели. коагуляція*

Студенти виконують такі лабораторні роботи (ЗМ-Лаб1):

1. Визначення молярної маси еквівалента речовини
2. Визначення порогу коагуляції колоїдного розчину

Завдання і структура дисципліни

1. Засвоєння фундаментальних законів природознавства та основних законів хімії.
2. Засвоєння знань про хімічну будову речовин.
3. Сучасне уявлення про закономірності хімічних процесів та їх енергетику.
4. Знання основних властивостей молекулярних розчинів і розчинів електролітів.
5. Засвоєння основ електрохімії.

6. Знання основ колоїдної хімії.

7. Перетворення хімічних знань у навички під час практичних та лабораторних занять.

Читання даної дисципліни спирається на наступні дисципліни: «Фізика», «Вища математика».

Отримані знання будуть надалі використовуватися при вивченні фахових дисциплін: «Основи геохімії з БЗМ Грунтознавство», «Взаємодія океану та атмосфери», «Меліоративна гідрологія з БЗМ Гідрохімія поверхневих та підземних вод». Студенти повинні отримати знання, які нададуть змогу їм грамотно засвоїти дисципліни за спеціальностями: метеорологія, гідрологія, океанологія.

Контроль поточних знань здійснюється на основі усного опитування на лабораторних заняттях, виконанні 2 лекційних (теоретичних) та 1 лабораторного модулів, індивідуального завдання (МКР) – ДЗ та іспиту.

Загальний обсяг навчального часу з урахуванням самотійної роботи студентів – 120 годин.

Засвоєння дисципліни повинне сприяти розвитку у студентів природничо-наукового розуміння фізико-хімічних процесів, які виникають у довкіллі під впливом природних та антропогенних факторів та вміння самотійно засвоїти навчальний матеріал дисципліни.

Базові знання та вміння

Практичне значення дисципліни складається у тому, що вирішення будь-якої екологічної, гідрометеорологічної проблеми засновано на розумінні закономірностей процесів у довкіллі, вмінні їх аналізувати і прогнозувати.

В результаті вивчення розділів дисципліни «Загальна хімія» на I курсі студенти повинні оволодіти наступними базовими знаннями:

- основні поняття та закони хімії;
- теоретичні основи будови атомів елементів;
- Періодичний закон та структуру періодичної системи Д.І. Менделєєва; зміна властивостей хімічних елементів;
- типи хімічного зв'язку;
- енергетику хімічних процесів;
- термодинамічні функції стану системи: внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса, енергія Гельмгольца;

- закони термодинаміки;
- швидкість хімічних реакцій та її фактори;
- хімічну рівновагу та її зміщення;
- способи вираження концентрації розчинів;
- електролітичну дисоціацію електролітів;
- електролітичну дисоціацію води, водневий показник;
- йонні реакції в розчинах;
- гідроліз солей;
- електролітична дисоціація електролітів;
- електролітична дисоціація води, водневий показник;
- йонні реакції в розчинах; механізм окисно-відновних процесів, їх напрямки;
- залежність електродних потенціалів металів від концентрації розчинів електролітів;
- процеси в гальванічних елементах, розрахунок їхньої напруги;
- послідовність процесів на аноді та катоді при електролізі;
- різновиди корозії, методи захисту металів від корозії;
- загальна характеристика гетерогенних систем, їх особливості;
- поверхнева енергія, поверхневий натяг;
- поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини;
- змочування, крайовий кут змочування;
- оптичні властивості гетерогенних систем, розсіювання та поглинання світла колоїдними системами;
- електрокінетичні явища: електрофорез та електроосмос;
- електрична будова колоїдних частинок, міцели;
- коагулюючі дії електролітів, правило значності Шульце-Гарді.

Вміння, якими мають оволодіти:

- застосування правил безпеки роботи;
- одержання навичок роботи з лабораторними приладами, хімічними реактивами, технохімічними та аналітичними терезами;
- отримання результатів хімічних досліджень в лабораторії;
- вести розрахунки за хімічними формулами;
- вести визначення хімічних формул сполук;
- вести розрахунки за газовими законами, рівняннями Менделєєва-Клапейрона, законом еквівалентів;

- визначення молярних мас еквівалентів елементів та їх сполук.
- визначати класи неорганічних сполук;
- визначати характерні ступені окиснення елементів та характер їх сполук;
- визначати типи хімічних зв'язків та просторову конфігурацію молекул;
- визначення теплоти хімічних реакцій та теплоти утворення сполук;
- визначення характеру впливу різних факторів на швидкість хімічних реакцій;
- визначення зовнішніх факторів на зміщення хімічної рівноваги;
- виконувати термохімічні розрахунки.
- приготування розчинів певної концентрації;
- експериментальне визначення концентрації розчинів;
- дослідження взаємодії солей з водою, визначення рН середовища;
- визначення констант гідролізу солей;
- розв'язання розрахункових завдань;
- визначати зміну при хімічних реакціях термодинамічних функцій стану системи: ентальпія, ентропії, енергії Гіббса;
- визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямок хімічних процесів;
- впливати на зміщення хімічної рівноваги;
- визначати швидкість хімічних реакцій;
- вести розрахунки та перерахунки концентрацій розчинів;
- передбачати реакцію середовища при взаємодії солей з водою, визначати кількісну характеристику цієї взаємодії – константу гідролізу.
- складати рівняння окисно-відновних реакцій; визначати фактор еквівалентності та молярні маси еквівалентів окисників та відновників;
- визначати експериментально напругу гальванічних елементів;
- визначати хімічні процеси при електролізі;
- користуватися методами захисту від корозії;
- класифікувати дисперсні системи за розміром частинок та агрегатним станом;
- скласти умовну формулу міцели та передбачати її поведінку в електричному полі;

- вибрати найефективніший метод коагуляції золю;
- користуватися ПАВ та ППР для зміни поверхневого натягу води;
- визначати розмір частинок дисперсних систем оптичним методом;
- оволодіти навичками дослідження електрохімічних процесів;
- вести необхідні розрахунки при протіканні електрохімічних процесів;
- класифікувати дисперсні системи;
- виготовляти та досліджувати дисперсні системи;
- отримувати золі дисперсних систем та визначати їхні пороги коагуляції.

Рекомендована література

Основна:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. / М.: КНОРУС, 2011. 752 с.
2. Мітрясова О.П. Загальна хімія. Хімія довкілля. / К.: Видавничий дім «Професіонал», 2009. 336 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. / Л.: Химия, 1989. 240 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. / Київ.: Перун, 1998. 480 с.
5. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. / М.: Химия, 1978. 638 с.
6. Чернобаев А.П. Химия окружающей среды. – К: Высшая школа, 1990. 191 с.
7. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. / К: Вища школа, 1983. 286 с.

Додаткова:

8. Курс химии. Под редакцией Дмитриева Г.А., часть I, Общетеоретическая. / М., Высшая школа, 1967. 404 с.
9. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Основні поняття і закони хімії Методичні вказівки / Одеса, ОДЕКУ, 2002. 60 с.
10. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. / Одеса, ТЕС, ОДЕКУ, 2009. 304 с.

11. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2003. 81 с.
12. Костік В.В., Ганін Е.В., Васильєва М.Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт «Розчини. Гідроліз солей» / Одеса, ОДЕКУ, 2003. 34 с.
13. Зінченко В.Ф., Федорова Г.В., Костік В.В., Шевченко В.Ф. Загальна, колоїдна і неорганічна хімія / Одеса, ТЕС, 2004. 134 с.
14. Ганін Е.В., Костік В.В., Шевченко В.Ф. Збірник методичних вказівок до практичних занять з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія» / Одеса, ОДЕКУ, 2004. 113 с.
15. Герасименко Г.І. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до практичних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006. 51 с.
16. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006. 75 с.

Методичні вказівки до самостійної роботи по вивченню теоретичного матеріалу дисципліни «Загальна хімія» I курсу

Загальні поради: вивчити теоретичний матеріал розділів і тем дисципліни, відповісти на питання до самоконтролю, використовуючи рекомендовану літературу.

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

ЗМ-Л1 «ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ»

1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І 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, [2] с. 6-44, [10] с. 10-35.

2 ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИН

Самостійне вивчення 2 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, [2] с. 44-71, [10] с. 71-85.

3 ТИПИ 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. спрямованість 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, [2] с. 71-95, [10] с. 98-108.

4 КІНЕТИКА ТА ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

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

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] с. 170-204, [2] с. 95-123, [10] с. 148-169.

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. Рівноваги у гомогенних і гетерогенних системах.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] с. 187-193, [2] с. 95-123, [10] с. 175-1190.

5 РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

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, [2] с. 123-157, [10] с. 193-203.

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, [2] с. 123-157, [10] с. 205-220.

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, [2] с. 123-178, [10] с. 220-236.

ЗМ-Л2 «ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ДИСПЕРСНО-КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ»

6 ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Окисно-відновні реакції. Процеси окиснення і відновлення. Вплив різних чинників на глибину і характер перебігу ОВР. [1] – с. 271-277; [10] – с. 243-244. Найважливіші окисники та відновники. Окисно-відновна двоїстість. [1] – с. 277-280; [10] – с. 247-248. Типи окисно-відновних реакцій. [10] – с. 248-252. Складання рівнянь ОВР. Розрахунок коефіцієнтів в рівняннях ОВР методами електронного балансу і електронно-йонного балансу. [1] – с. 272-274; [10] – с. 245-247.

7 ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електрохімічні процеси, визначення, класифікація. [1] – с. 271-280; [10] – с. 255-256. Поняття про електродний потенціал металу. Виникнення стрибка потенціалу на межі розділу метал-електроліт. [1] – с. 287-302; [10] – с. 255-259. Стандартний водневий електрод і воднева шкала потенціалів. [1] – с. 287-302; [10] – с. 255-259. Ряд напруги металів (стандартні електродні потенціали металів) і його характеристика. [1] –

с. 298-302; [10] – с. 255-259. Розрахунок електродного потенціалу металу за нестандартних умов. Рівняння Нернста. [1] – с. 298-302; [10] – с. 255-259.

Гальванічні елементи, напруга (ЕРС), її вимірювання, розрахунок. Принцип роботи. Напрямок ОВР в гальванічних елементах. [1] – с. 280-298; [10] – с. 260-266. Кінетика електродних процесів. Електрохімічна і концентраційна поляризація. Деполяризація. [1] – с. 280-298; с. 310-314; [10] – с. 256-260. Електроліз. Послідовність електродних процесів. [1] – с. 302-310; [10] – с. 269-271. Електроліз з розчинними і нерозчинними електродами. [1] – с. 302-310; [10] – с. 269-273.

Закони Фарадея. Вихід за струмом. Практичне застосування електролізу. [1] – с. 306-308; [10] – с. 273-278.

8 КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Корозія металів. Основні види корозії. [1] – с. 354-355; с. 568-575; [10] – с. 285-286. Хімічна корозія. Вплив продуктів корозії на її швидкість. Електрохімічна корозія. [1] – с. 568-575; [10] – с. 286-289. Контактна корозія. Протектор корозії. [1] – с. 568-575; [10] – с. 289-293. Атмосферна корозія. Корозія в кислому середовищі. [1] – с. 568-575; [10] – с. 287-293. Корозія під дією блукаючих струмів. Види корозійних руйнувань. [1] – с. 568-575; [10] – с. 287-293. Методи захисту від корозії. Ізолювання металу. Захисні покриття. [1] – с. 568-575; [10] – с. 287-293. Методи захисту від корозії. Зміна властивостей корозійного середовища. Інгібітори корозії. [1] – с. 568-575; [10] – с. 289-293.

9 ГЕТЕРОГЕННІ КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ, ЇХНІ ВИДИ ТА ВЛАСТИВОСТІ

Загальна характеристика дисперсних систем, їх особливості. Класифікація дисперсних систем. [1] – с. 314-319. Мікрогетерогенні системи. Фізико-хімічні властивості грубодисперсних систем: суспензій, емульсій, пін, аерозолів. [1] – с. 314-319. Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних систем. Теорія броунівського руху Ейнштейна-Смолуховського. Середнє квадратичне зрушення. [1] – с. 314-320.

Кінетична стійкість колоїдних систем. Седиментаційна рівновага. Гіпсометричний закон Лапласа. [1] – с. 321-333; 341-350.

10 СОРБЦІЯ. ВИДИ СОРБЦІЇ

Адсорбція. Особливості стану речовини на межі розподілу фаз. Поверхнева енергія. Поверхневий натяг. [1] – с. 329-341. Термодинаміка явищ на поверхні розподілу фаз. [1] – с. 319-335. Сорбція. Види сорбції. [1] – с. 329-351. Капілярні явища. Тиск пари розчину над криволінійними поверхнями. [1] – с. 318-325. Змочуваність. Кут змочування. [1] – с. 318-325. Поверхнево-активні (ПАР) і поверхнево-інактивні (ПІР) речовини. Рівняння Шишковського. [1] – с. 329-338. Поверхнева активність речовин. Правило Дюкло-Траубе. [1] – с. 341-351. Орієнтація молекул ПАР на межі розподілу розчин-газ. Гідролізація і гідрофобізація поверхні. [1] – с. 329-338. Адсорбція. Величина адсорбції. Адсорбція на межі розподілу рідина-газ. Рівняння Гіббса. [1] – с. 329-351. Адсорбція на межі тверде тіло-газ. Ізотерма адсорбції. Рівняння Фрейндліха. [1] – с. 329-344. Теорія мономолекулярної адсорбції. Рівняння Ленгмюра. [1] – с. 329-351. Адсорбція на межі тверде тіло-розчин. Виборча і обмінна адсорбція з розчинів електролітів іоніти. Хроматографія. [1] – с. 329-351. Оптичні властивості гетерогенних систем. Поглинання світла, віддзеркалення, розсіяння. [1] – с. 325-327. Розсіяння світла в колоїдно-дисперсних системах. Рівняння Релея і умови його застосування. [1] – с. 325-327. Поглинання світла колоїдно-дисперсними системами. Закон Ламберта-Бугера-Бера. [1] – с. 325-327. Електричні властивості золів. Електрокінетичні явища: електрофорез, електроосмос. [1] – с. 338-351. Будова подвійного електричного шару на межі розподілу дисперсна фаза-дисперсійне середовище. [1] – с. 338-351.

11 МІЦЕЛИ. КОАГУЛЯЦІЯ

Будова колоїдних частинок. Міцели. [1] – с. 338-351. Стійкість колоїдних систем. [1] – с. 338-351. Коагуляція колоїдно-дисперсних систем. [1] – с. 338-351. Коагулююча дія розчинів електролітів. Правило значності Шульце-Гарди. [1] – с. 338-351. Кінетика коагуляції. [1] – с. 338-351. Види коагуляції. Застосування коагуляції. [1] – с. 338-351.

Організація поточного та підсумкового контролю знань

Контроль поточних знань студентів заочної форми навчання виконується на базі модульно-накопичувальної системи організації навчання та організується у відповідності з «Положенням про організацію поточного та підсумкового контролю знань студентів заочної форми навчання ОДЕКУ». Підсумковим контролем є **іспит**.

Модульно-накопичувальна системи оцінки знань студентів заочної форми навчання включає:

- ❖ Систему оцінювання самостійної роботи студента (СРС) у міжсесійний період (ОМ).

Вона передбачає перевірку контрольної роботи, яку студенти виконують у міжсесійний період. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням терміну надання роботи на перевірку (впродовж семестру, перед початком заліково-екзаменаційної сесії, безпосередньо перед датою контролюючого заходу), обсягу виконання роботи та глибини розкриття наданих питань та завдань, а також оформлення роботи.

Максимальний бал, що може одержати студент за контрольну роботу (КР) складає **60 балів**. Кожне завдання КР оцінюється в **12 балів**, всього в одному варіанті КР – 5 завдань.

Зарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку не менше 36 балів, тобто не менше 60% від максимальної суми в 60 балів. Не зарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку меншу за 36 бали, в цьому випадку вона повертається на доробку. Зарахована контрольна робота, яка виконується згідно методичним вказівкам є допуском до здачі іспиту.

- ❖ Систему оцінювання самостійної роботи студента (СРС) під час аудиторних занять (ОЗЕ).

Для оцінки ступеня засвоєння основних положень теоретичних і практичних модулів дисципліни передбачається написання контрольної роботи, а для оцінки засвоєння практичної частини програми передбачається виконання низки лабораторних робіт, які охоплюють основні питання практичного розділу дисципліни. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням ритмічності роботи студента на протязі аудиторних занять, повноти розкриття тем під час усного

опитування, якості розрахунків та графічних побудов, достовірності одержаних висновків, а також результатів захисту наданих завдань.

Максимальна оцінка аудиторної роботи студента під час заліково-екзаменаційної сесії складає 40 балів і включає: оцінку за виконання лабораторного модуля ЗМ-Лаб1 (ОЗЕ) – це виконання лабораторних робіт (ОЗЕ) з написанням тестового завдання.

Кількість балів, яку можна отримати за виконання завдань:

<i>I курс</i>		
Модуль теоретичн. ЗМ-Л1 (КР-ОМ)	30 балів	КР-1 (домашня) КР-ОМ 60 балів
Модуль теоретичн. ЗМ-Л2 (КР-ОМ)	30 балів	
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб1 (ОЗЕ)	20 балів	Аудиторні заняття (ОЗЕ) 40 балів
Виконання лабораторних робіт(ОЗЕ)	20 балів	
<i>Разом:</i>	<i>100 балів</i>	<i>100 балів</i>

Загальна кількість змістовних модулів визначена згідно з «Положенням про організацію модульного контролю» і відповідає розподілу робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи у відповідності з проведенням навчальних занять.

Підсумкова оцінка складається з суми балів за домашню КР-1 (КР-ОМ) та балів, які одержав студент під час аудиторних занять. Робоча програма з дисципліни передбачає вивчення матеріалу до 2-х теоретичних модулів та виконання 1-го лабораторного модулів.

❖ Кількісну оцінку заходу підсумкового контролю (ОПК) передбачає оцінювання результатів іспиту. Студент вважається допущеним до заходу підсумкового контролю з навчальної дисципліни, якщо він виконав всі види робіт поточного контролю, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни і набрав за накопичувальною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за дисципліну, своєчасно виконав міжсесійну контрольну роботу.

Екзаменаційні білети містять питання теоретичного курсу та оцінюються максимально 100 балами. Оцінки за іспит виставляються таким чином: 91 – 100 балів (відмінно) – повна відповідь на питання

теоретичного курсу; 76 – 90 балів (добре) – відповіді на питання білету не є повними; 61 – 75 балів (задовільно) – студент відповідає лише на базові питання; менш 60 балів (незадовільно) – студент не може відповісти на запитання білету.

❖ Систему накопичувальної підсумкової оцінки засвоєння студентами початкової дисципліни (ПО).

Накопичена підсумкова оцінка засвоєння студентами заочної форми навчальної дисципліни розраховується, як:

$$ПО = 0,5ОПК + 0,25ОЗЕ + 0,25ОМ.$$

де ОПК – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) за іспит;

ОЗЕ – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) за виконання лабораторних робіт;

ОМ – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) за контрольну роботу.

Загальна підсумкова оцінка знань студента складається з суми, яку накопив студент у міжсесійний період, під час заліково-екзаменаційної сесії та складання іспиту. Вона є підставою для виставлення підсумкової оцінки за вивчення дисципліни згідно з таблицею:

<i>За шкалою ECTS</i>	<i>За національною системою</i>	<i>Визначення</i>	<i>За системою університету (в відсотках)</i>
A	5 (відмінно)	Відмінне виконання лише з незначною кількістю помилок	90-100
B	4 (добре)	Вище середнього рівня з кількома помилками	85-89
C	4 (добре)	В цілому правильна робота з певною кількістю грубих помилок	75-84
D	3 (задовільно)	Непогано, але зі значною кількістю помилок	68-74
E	3 (задовільно)	Виконання задовольняє мінімальні критерії	60-67
FX	2 (незадовільно)	З можливістю перескласти	35-59
F	2 (незадовільно)	З обов'язковим повторним курсом навчання	1-34

ВКАЗІВКИ ДО РІШЕННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Після вивчення матеріалу даного розділу необхідно знати визначення понять «атом», «молекула», «речовина», «моль», «еквівалент»; формулювання законів хімії; вміти розраховувати молярну масу речовини і еквівалента речовини, фактор еквівалентності речовини, відносну густину газу за воднем та повітрям, кількість молекул у даній речовини. Треба мати уявлення про будову атомів, електронні та електронно-графічні формули атомів; валентні електрони, запис електронної формули атома у збудженому стані та йонів; про періодичний закон Д.І. Менделєєва та періодичну систему елементів, її унікальність та важливість. Студенти повинні навчитися розпізнавати типи хімічного зв'язку і види міжмолекулярної взаємодії, знати основні характеристики хімічного зв'язку, сформулювати квантово-механічні уявлення про природу хімічного зв'язку.

1.1 Поняття та їх визначення

Матеріал є [2] с. 19 – 21; [3] с. 10 – 16. Звертаємо увагу на наступне:

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}C . (Позначають – ν – «ню»).

Кількість речовини ν – 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 *сталю Авогадро* (N_A), (розмірність 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 – кг/моль або г/моль):

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

Чисельне значення молярної маси M в г/моль дорівнює відносній молекулярній масі. Наприклад,

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

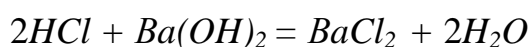
Молярний об'єм (V_m) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі (одиниця молярного об'єму – м³/моль або дм³/моль):

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

При кількості речовини $\nu = 1$ моль $V_m = 22,4$ дм³ чи $22,4 \cdot 10^{-3}$ м³.

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

Наприклад в реакції:



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

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

1.1.1 Основні закони хімії ([2] с. 22 – 33; [3] с. 16 – 21)

Закон еквівалентів ([2] с. 33; [3] с. 21). Якщо хімічні речовини взаємодіють поміж собою без залишку, то відношення їх мас (об'ємів) дорівнює відношенню молярних мас (об'ємів) їх еквівалентів.

Основні поняття, якими оперує закон еквівалентів: еквівалент, фактор еквівалентності, кількість речовини еквівалентів, молярна маса еквівалента речовини.

Еквівалент – це частинка, яка відповідає одному діючому хімічному зв'язку або усім можливим зв'язкам.

Наприклад, еквівалент ортофосфатної кислоти (H_3PO_4) може дорівнювати $1/3$, $1/2$, 1 формульної одиниці в залежності від хімічної реакції.

Фактор еквівалентності – це частка від формульної одиниці, яка відповідає одному хімічному зв'язку. Це безрозмірна величина.

Кількість речовини еквівалента – це частка від 1 моль речовини, яка визначається фактором еквівалентності і має розмірність моль.

Молярна маса еквівалента речовини – це частка від молярної маси, яка відповідає кількості речовини еквівалента. Розмірність г/моль.

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

Наприклад:

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

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

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

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

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

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

Наприклад:

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

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

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

Наприклад:

$$f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{CaO}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

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

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

Тобто:

$$f_{\text{екв}}(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3 \cdot 1} = \frac{1}{3}; \quad f_{\text{екв}}(\text{ZnSO}_4) = \frac{1}{1 \cdot 2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$$

1.1.2 Закони ідеальних газів ([2] с. 22 – 33; [3] с. 16 – 21)

1.1.3 Приклади розв'язання завдань

Визначення хімічних формул за валентністю

Приклад 1. Знайти емпіричну формулу оксидів Феруму та Купруму, знаючи, що Оксиген (O) та (Cu) – двовалентні, (Fe) – тривалентний.

Розв'язання: Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Знаходимо найпростіше відношення між індексами елементів:

$$V(Fe) \cdot i(Fe) = V(O) \cdot i(O); \quad V(Cu) \cdot i(Cu) = V(O) \cdot i(O)$$

$$\text{Для } Fe \quad 3 \cdot i(Fe) = 2 \cdot i(O), \quad \frac{i(Fe)}{i(O)} = \frac{2}{3}$$

$$\text{Для } Cu \quad 2 \cdot i(Cu) = 2 \cdot i(O) \quad \frac{i(Cu)}{i(O)} = \frac{2}{2} = 1$$

Відповідь: Емпіричні формули: оксиду *Fe* – Fe_2O_3 , оксиду *Cu* – CuO .

Приклад 2. Знайти валентність хлору в його оксиді Cl_2O_7 та карбону в його гідриді – CH_4 (метані).

Розв'язання: Записуємо правило взаємного насичення валентностей.

$$\text{Для } Cl_2O_7: \quad V(Cl) \cdot i(Cl) = V(O) \cdot i(O)$$

$$V(Cl) = \frac{V(O) \cdot i(O)}{i(Cl)} = \frac{2 \cdot 7}{2} = 7.$$

$$\text{Для } CH_4: \quad V(C) \cdot i(C) = V(H) \cdot i(H)$$

$$V(C) = \frac{V(H) \cdot i(H)}{i(C)} = \frac{1 \cdot 4}{1} = 4.$$

Відповідь: Валентність Хлору в оксиді Cl_2O_7 дорівнює 7. Валентність Карбону в гідриді CH_4 дорівнює 4.

Кількість речовини. Молярна маса

Приклад 3. Визначити число моль атомів у 2,25 г міді.

Розв'язання: $M(Cu) = 63,546 \text{ г/моль} = 64 \text{ г/моль}$.

$$v(Cu) = \frac{m(Cu)}{M(Cu)} = \frac{2,25 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,035 \text{ моль}.$$

Відповідь: 2,25 г міді містять 0,035 моль атомарної міді.

Приклад 4. 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

$$\nu(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Cu}_2\text{O})}{M(\text{Cu}_2\text{O})} = \frac{10}{144} = 0,07 \text{ моль.}$$

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

Приклад 5. Розрахувати масу хлориду натрію NaCl за кількістю речовини 0,55 моль.

Розв'язання: Молярна маса дорівнює:

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

визначаємо масу NaCl :

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

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

Визначення числа структурних одиниць в певній масі речовини

Приклад 6. Скільки структурних одиниць міститься в молекулярному кисню масою 10,5 г.

Розв'язання: Молярна маса O_2 дорівнює 32 г/моль. Визначаємо кількість речовини O_2 :

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)}; \quad \nu(\text{O}_2) = \frac{10,5}{32} = 0,328 \text{ моль.}$$

Визначаємо число структурних одиниць (молекул) кисню:

$$N(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot N_A; \quad N(\text{O}_2) = 0,328 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,975 \cdot 10^{23}.$$

Відповідь: в молекулярному кисні масою 10,5 г міститься $1,975 \cdot 10^{23}$ молекул.

Атомні і молекулярні маси

Абсолютна маса атома (молекули) – дійсна маса одиничного атома (одиничної молекули), виражена в кілограмах або грамах.

Відносна атомна маса (A_r) – маса атома, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м).

Відносна молекулярна маса (M_r) – маса молекули, виражена в атомних одиницях маси.

Абсолютні величини маси атомів і молекул обчислюють за формулою:

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

де m – маса атома, молекули виражена в грамах;

N_A – число Авогадро, моль⁻¹

M – молярна маса, г/моль.

Приклад 7. Визначення молекулярної маси хімічних сполук.

Якщо $B_iC_iD_i$ - хімічна сполука,

де B, C, D – хімічні елементи; i – їх індекси,

тоді $M(B_iC_iD_i) = i \cdot A(B) + i \cdot A(C) + i \cdot A(D)$,

де A – атомна маса.

Приклад. Визначити молекулярні маси карбонату натрію – Na_2CO_3 та фосфорної кислоти – H_3PO_4 .

Розв'язання:

$$\begin{aligned} M_r(Na_2CO_3) &= 2A(Na) + 1A(C) + 3A(O) = \\ &= 2 \cdot 23 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ (а.о.м.)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M_r(H_3PO_4) &= 3A(H) + 1A(P) + 4A(O) = \\ &= 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ (а.о.м.)} \end{aligned}$$

Відповідь: $M_r(Na_2CO_3) = 106$ (а.о.м.)

$M_r(H_3PO_4) = 98$ (а.о.м.)

Приклад 8. Визначення абсолютної маси атомів і молекул.

Приклад. Визначити масу атома Mg та масу молекули HCl .

Розв'язок.

За формулою:

$$m_{\text{атома}} = \frac{M}{N_A}$$

$$m(Mg) = \frac{24,3 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 4,037 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

$$m(HCl) = \frac{36,45 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 6,055 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Відповідь: $m(Mg) = 4,037 \cdot 10^{-23} \text{ г}$; $m(HCl) = 6,055 \cdot 10^{-23} \text{ г}$

Розрахунки за хімічними формулами

Масова частка речовини – це відношення маси даної речовини в системі до маси всієї системи $\omega(x) = \frac{m(x)}{m}$,

де $\omega(x)$ – масова частка речовини x ;

$m(x)$ – маса речовини x ;

m – маса всієї системи.

Масова частка – безрозмірна величина, яка визначається в частках від одиниці або у відсотках.

Треба пам'ятати, що для сполуки $B_iC_iD_i$

$$\omega B + \omega C + \omega D = 1$$

або

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

Приклад 9. Визначення масової частки хімічного елемента у сполуці.

Розрахуйте масову частку марганцю в оксиді марганцю (IV) й оксиді марганцю (VII).

Розв'язання. Визначаємо молярні маси речовин

$$M(Mn) = 55 \text{ г/моль}; M(MnO_2) = 87 \text{ г/моль}; M(Mn_2O_7) = 222 \text{ г/моль}$$

Для розрахунків беремо зразок оксидів кількістю речовини 1 моль.

$$m(MnO_2) = n \cdot M(MnO_2) = 87 \text{ г.}$$

$$m(Mn_2O_7) = n \cdot M(Mn_2O_7) = 222 \text{ г.}$$

Оскільки кількість речовини марганцю у MnO_2 – 1 моль, а в оксиді Mn_2O_7 – 2 моль, то маса марганцю:
в першому оксиді:

$$m(Mn) = n \cdot M(Mn); m(Mn) = 55 \text{ г};$$

у другому оксиді:

$$m(Mn) = n \cdot M(Mn); m(Mn) = 2 \cdot 55 = 110 \text{ г};$$

Рахуємо масову частку марганцю в оксидах:

$$\omega(Mn) = \frac{m(Mn)}{m(MnO_2)}; \omega(Mn) = \frac{55}{87} = 0,632 \text{ або } 63,2\%$$

$$\omega(Mn) = \frac{m(Mn)}{m(Mn_2O_7)}; \omega(Mn) = \frac{110}{222} = 0,495 \text{ або } 49,5\%$$

Визначення маси хімічної сполуки, яка містить певну масу хімічного елемента.

Для сполук із формулою $B_iC_iD_i$:

$i \cdot M(B)$ г/моль міститься в $M(B_iC_iD_i)$ г/моль

$m(B)$ г міститься $m(B_iC_iD_i)$ г.

звідси
$$m(B_iC_iD_i) = \frac{m(B) \cdot M(B_iC_iD_i)}{i \cdot M(B)}$$

Приклад 10. Визначити масу оксиду алюмінію, який містить 5,4 г алюмінію.

Розв'язання.

Визначаємо молярні маси

$$M(Al) = 27 \text{ г/моль}; M(Al_2O_3) = 102 \text{ г/моль}$$

Визначаємо масу оксиду Al_2O_3

$$m(Al_2O_3) = \frac{m(Al) \cdot M(Al_2O_3)}{i \cdot M(Al)}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{5,4 \cdot 102}{2 \cdot 27} = 10,2 \text{ г}$$

Приклад 11. Визначення маси хімічного елемента, який міститься у певній масі хімічної сполуки з домішкою.

Мінерал германію містить 80% діоксиду германію GeO_2 . Знайти масу германію, що міститься у 250 г цього мінералу.

Розв'язання.

$$m_{\text{чистої речовини}} = m_{\text{речовини з домішкою}} \cdot \omega_{\text{чистої речовини}}$$

$$m(\text{GeO}_2) = m_{\text{мінералу}} \cdot \omega(\text{GeO}_2); \quad m(\text{GeO}_2) = 250 \cdot 0,8 = 200 \text{ г}$$

Далі визначаємо масу хімічного елемента

$$m(\text{Ge}) = \frac{m(\text{GeO}_2) \cdot iM(\text{Ge})}{M(\text{GeO}_2)}; \quad m(\text{Ge}) = \frac{200 \cdot 1 \cdot 72,5}{104,5} = 135 \text{ г.}$$

Знаходження формул речовин

Приклад 12. Визначення хімічної формули на основі масової частки елементів у сполуці та її молярної маси.

Згідно з результатами кількісного аналізу невідома сполука містить (%) $\text{H} - 11,1$; $\text{C} - 88,9$. Її молярна маса дорівнює 54 г/моль. Визначити молекулярну формулу сполуки.

Розв'язання. Для розрахунків беремо масу сполуки, що дорівнює 100 г. Тоді маси вуглецю та водню будуть:

$$m(\text{C}) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(\text{C}); \quad m(\text{C}) = 100 \cdot 0,889 = 88,9 \text{ г};$$

$$m(\text{H}) = m(\text{сполуки}) \cdot \omega(\text{H}); \quad m(\text{H}) = 100 \cdot 0,111 = 11,1 \text{ г.}$$

Визначаємо кількість атомарних вуглецю та водню:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C}) \cdot M(\text{cn})}{M(\text{C}) \cdot m(\text{cn})}; \quad n(\text{C}) = \frac{88,9 \cdot 54}{12 \cdot 100} = 4$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H}) \cdot M(\text{cn})}{M(\text{H}) \cdot m(\text{cn})}; \quad n(\text{H}) = \frac{11,1 \cdot 54}{1 \cdot 100} = 6$$

Молекулярна формула C_4H_6 .

Приклад 13. До складу хімічної сполуки входять натрій, фосфор та кисень. Масові частки елементів складають (%): $Na - 34,6$; $P - 23,3$; $O - 42,1$. Визначити простішу формулу сполуки.

Розв'язання. Для розрахунків беремо масу сполуки, яка дорівнює 100 г, тобто $m_{(cn)} = 100$ г. Маса натрію, фосфору та кисню становлять:

$$\begin{aligned}m(Na) &= m_{(cn)} \cdot \omega(Na); & m(Na) &= 100 \cdot 0,346 = 34,6 \text{ г}, \\m(P) &= m_{(cn)} \cdot \omega(P); & m(P) &= 100 \cdot 0,233 = 23,3 \text{ г}, \\m(O) &= m_{(cn)} \cdot \omega(O); & m(O) &= 100 \cdot 0,421 = 42,1 \text{ г}.\end{aligned}$$

Розраховуємо кількість речовини атомарних натрію, фосфору, кисню:

$$\begin{aligned}n(Na) &= \frac{m(Na)}{M(Na)}; & n(Na) &= \frac{34,6}{23} \text{ моль} = 1,50 \text{ моль}; \\n(P) &= \frac{m(P)}{M(P)}; & n(P) &= \frac{23,3}{31} \text{ моль} = 0,75 \text{ моль}; \\n(O) &= \frac{m(O)}{M(O)}; & n(O) &= \frac{42,1}{16} \text{ моль} = 2,63 \text{ моль}.\end{aligned}$$

Знаходимо відношення кількості речовин:

$$n(Na):n(P):n(O) = 1,50 : 0,75 : 2,63$$

Поділимо праву частину рівняння на найменше число (0,75).

Отримаємо:

$$n(Na):n(P):n(O) = 2 : 1 : 3,5$$

Оскільки в формулах сполук звичайно цілі індекси, то праву частину збільшуємо в два рази

$$n(Na):n(P):n(O) = 4 : 2 : 7$$

Звідси, простіша формула сполуки – $Na_4P_2O_7$

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:

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

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

V – об'єм газу.

На основі закону Авогадро ([2] 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 ($D_{\text{нов}}$). ($M_{\text{нов}} = 29 \text{ г/моль}$). 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 число молекул H_2 , що міститься в 5,6 дм³ водню.

Розв'язання: Оскільки $\frac{V}{V_m} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A}$, то

$$n_{\text{молекул}} = \frac{V \cdot N_A}{V_m} = \frac{5,6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь: в 5,6 дм³ водню міститься $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 .

Приклад 2. Визначити кількість речовини CO_2 , що міститься в 11,5 дм³ цього газу – оксиду карбону (IV), діоксиду карбону або вуглекислого газу.

Розв'язання:

$$v = \frac{V}{V_m} = \frac{11,5}{22,4} = 0,513 \text{ моль.}$$

Відповідь: в 11,5 дм³ CO_2 знаходиться 0,513 моль речовини.

Приклад 3. Знайти об'єм, що займає 100 г кисню O_2 .

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

де $M(O_2) = 32$ 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 дм³.

Приклад 4. Знайти масу 1 дм³ метану CH_4 (н.у.).

Розв'язання: Маса 1 дм³ 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 $M(CH_4) = 16$ г/моль.

Відповідь: маса 1 дм³ CH_4 дорівнює 0,714 г.

Приклад 5. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 16.

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

де $M(He) = 4$ г/моль.

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 64 г/моль.

Приклад 6. Який об'єм займає оксид сульфуру (IV), або діоксид сульфуру (SO_2) масою 100 г при температурі 25 °С і тиску 125 кПа.

Розв'язання: Визначаємо кількість речовини сірководню

$$v(SO_2) = \frac{m(SO_2)}{M(SO_2)}; \quad v(SO_2) = \frac{100}{64} = 1,56 \text{ моль.}$$

де $M(SO_2) = 64$ г/моль

Визначаємо об'єм газу за н.у.:

$$V(SO_2) = \nu(SO_2) \cdot V_m; \quad V(SO_2) = 1,56 \cdot 22,4 = 34,9 \text{ л.}$$

Визначаємо об'єм діоксиду сульфуру 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 $p_0 = 101,3$ кПа; $T_0 = 273$ К; V_0 – тиск, температура, об'єм за н.у.;

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

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(SO_2) = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 34,9}{125 \cdot 273} = 30,87 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює $30,87 \text{ дм}^3$.

Приклад 7. Маса 500 см^3 газу, взятого за температури 27°C і тиску 101300 Па, дорівнює $0,345$ г. Визначити молярну масу цього газу.

Розв'язання: За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо молярну масу газу:

$$M = \frac{1000mRT}{pV}$$

$$P = 101300 \text{ Па}, \quad V = 0,50 \text{ л}, \quad T = (273+27) = 300 \text{ К}, \quad m = 0,345 \text{ г.}$$

$$M = \frac{1000 \cdot 0,345 \cdot 8,314 \cdot 300}{101300 \cdot 0,5} = 17 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 17 г/моль.

Закон еквівалентів

Приклад 1. Визначити молярну масу еквівалента Мангану в оксиді Mn_2O_7 .

Розв'язання: Визначаємо валентність Мангану: $B(Mn) = 7$.

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

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

Відповідь: молярна маса еквівалента Мангана в оксиді Mn_2O_7 дорівнює 7,85 г/моль.

Приклад 2. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_4 .

Розв'язання: За формулою $M_{екв} = f_{екв} \cdot M$ можна розрахувати $M_{екв}(H_3PO_4)$. Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ($f_{екв}$) кислоти:

$$f_{екв}(H_3PO_4) = \frac{1}{n(H^+)}; \quad f_{екв}(H_3PO_4) = \frac{1}{3},$$

$$M_{екв}(H_3PO_4) = f_{екв}(H_3PO_4) \cdot M(H_3PO_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,67 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса еквівалента $H_3PO_4 = 32,67$ 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

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

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

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

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: 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 см³ водню. Який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

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 $M(\text{Me}) = B \cdot M_{\text{екв}}(\text{Me}) = 2 \cdot 12,15 = 24,30 \text{ г/моль}$.

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.

Приклад 5. 3,31 г плюмбуму (II) взаємодіючи з нітратною кислотою утворюють 5,29 г нітрату плюмбуму. Знайти молярну масу еквівалента плюмбуму.

Розв'язання: Згідно закону еквівалентів:

$$\frac{m(A)}{M_{\text{екв}}(A)} = \frac{m(B)}{M_{\text{екв}}(B)};$$

$$\frac{m(\text{Pb})}{M_{\text{екв}}(\text{Pb})} = \frac{m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)}{M_{\text{екв}}(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)};$$

де $M_{\text{екв}}(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = M_{\text{екв}}(\text{Pb}) + M_{\text{екв}}(\text{NO}_3^-)$;

Записуємо закон еквівалентів, враховуючи маси та попередні записи:

$$\frac{3,31}{M_{\text{екв}}(\text{Pb})} = \frac{5,29}{M_{\text{екв}}(\text{Pb}) + M_{\text{екв}}(\text{NO}_3^-)};$$

де $M_{\text{екв}}(\text{NO}_3^-) = f_{\text{екв}} \cdot M(\text{NO}_3^-) = 1 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 62$ г/моль.

$$\frac{3,31}{M_{\text{екв}}(\text{Pb})} = \frac{5,29}{M_{\text{екв}}(\text{Pb}) + 62}.$$

Для рішення цього рівняння отримаємо:

$$3,31 \cdot [M_{\text{екв}}(\text{Pb}) + 62] = 5,29 M_{\text{екв}}(\text{Pb})$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Pb}) = 103,6 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса еквівалента плюмбуму дорівнює 103,6 г/моль.

Приклад 6. Визначити молярну масу еквівалента кислоти якщо її маса 1,75 г повністю нейтралізована гідроксидом калію масою 2,0 г.

Розв'язання: $M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{m(\kappa - \text{ти}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{KOH})}{m(\text{KOH})}$

$$M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{1,75 \text{ г} \cdot 56 \text{ г/моль}}{2,0 \text{ г}} = 49 \text{ г/моль},$$

де $M_{\text{екв}}(\text{KOH}) = f_{\text{екв}} \cdot M(\text{KOH}) = 1 \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса еквівалента кислоти = 49 г/моль.

2 ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИН

2.1 Моделі 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).

2.2 Квантові числа, їх фізичний зміст

Стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами ([2] с. 79, 81, 85, 88, [3] с. 50, 52).

Звертаємо увагу на наступне:

Для енергетичних рівнів електрона у атомі прийнято такі літерні позначення:

головне квантове число $n =$	1 2 3 4 5 6 7
позначення енергетичного рівня	<i>K L M N O P Q</i>
орбітальне квантове число $l:$	0; 1; 2; 3;
енергетичні підрівні	<i>s, p, d, f.</i>

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. 1).

Таблиця 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 .

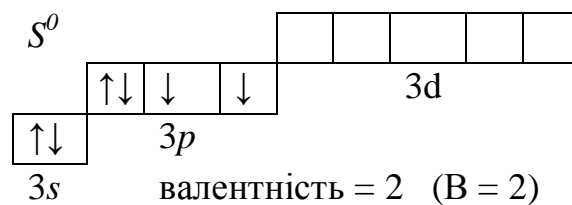
Електрони, які мають однаковий напрямок спіна $\uparrow\uparrow$ називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів $\uparrow\downarrow$ – *антипаралельними*.

2.3 Електронні формули атомів ([2] с. 88 – 100, [3] с. 52 – 54)

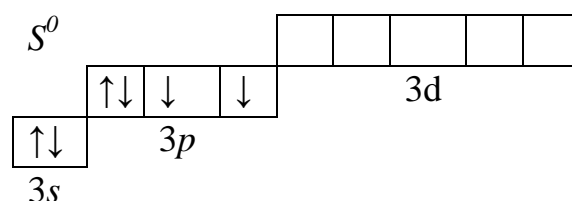
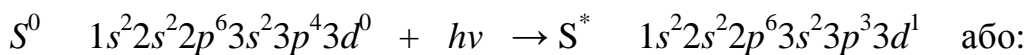
2.4 Електронні формули атомів у збудженому стані

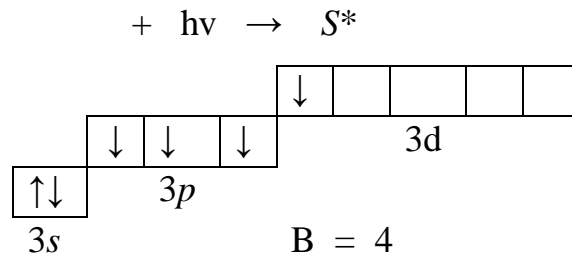
Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі Сульфуру записується формулою ${}_{16}S \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ або $[Ne]3s^2 3p^4$.

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

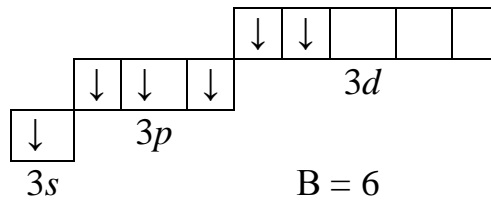


Електронна формула збудженого стану атома Сульфуру S^* :





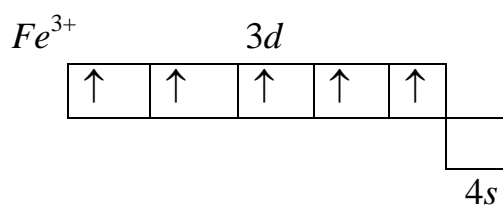
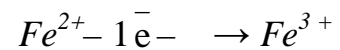
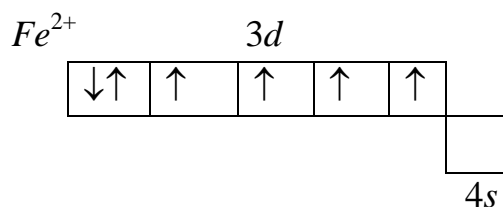
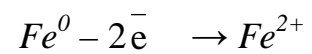
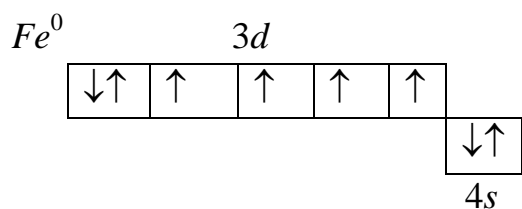
Електронна формула $S^{**} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.



Унаслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульфуру стали неспареними, але кількість електронів незмінна.

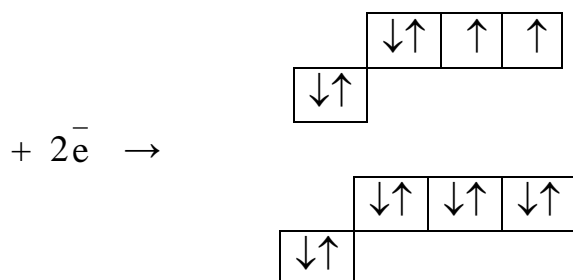
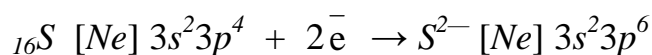
2.5 Електронні формули йонів

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:



2.6 Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва

([2] с. 50 – 59, [3] с. 233 – 242)

Одним з найважливіших законів природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. ([2] с. 50, [3] с. 234).

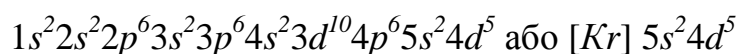
2.7 Періодична зміна властивостей хімічних елементів

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, [3] с. 235 – 238).

2.8 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Записати електронну формулу атома *Tc* (Технецій).

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



де 1, 2, 3, 4, 3, 4, 5, 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 $Tc \dots \underline{5s^2 4d^5}$ – валентні електрони

останній рівень попередній незаповнений підрівень

Приклад 3. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.

Розв'язання: Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії.

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	$5s^2$	$4d^5$
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6

тому що s -, p -, d -, f -підрівням відповідають чисельні значення 0, 1, 2, 3.

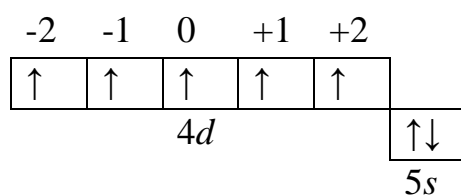
За II правилом Клечковського: при однаковому значенні сум $n+l$ для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

Приклад 4. У наведеної електронної формули ${}_{43}Tc \dots 4p^6 5s^2 4d^5$ 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 – 5. Попередній підрівень – $4d$ може бути заповнений 10 електронами. Але у Tc на $4d$ знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не повністю заповнений. Тому валентні електрони Tc – $\dots 4d^5 5s^2$ або $\dots 5s^2 4d^5$

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

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
$4d^1$	4	2	-2	-1/2
$4d^2$	4	2	-1	-1/2
$4d^3$	4	2	0	-1/2
$4d^4$	4	2	+1	-1/2
$4d^5$	4	2	+2	-1/2
$5s^1$	5	0	0	-1/2
$5s^2$	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».

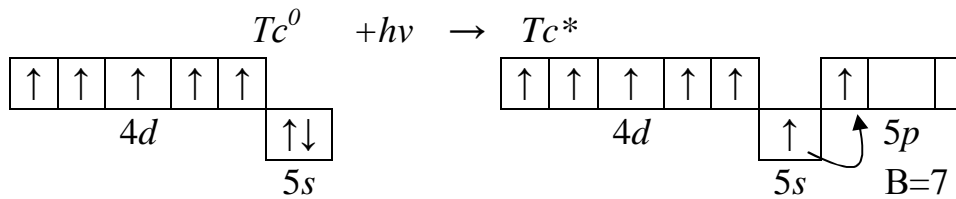
На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які мають значення $m_l = \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle$. На d -підрівні – 5 комірок зі значенням $m_l = \langle -2 \rangle, \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle, \langle +2 \rangle$. Так само для f -підрівня значення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

Таким чином, для $4d^1$ електрона m_l дорівнює $\langle -2 \rangle$, а для $5s^1 = \langle 0 \rangle$.

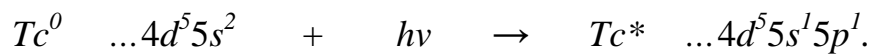
Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $4d^1-4d^5$ і $5s^1$ це значення $\langle -1/2 \rangle$, а у $5s^2$ – антипаралельного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

Приклад 5. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язання: Валентні електрони $Tc \dots 4d^5 5s^2$ можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на $5s$ орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На наступному $5p$ підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з $5s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Tc^*

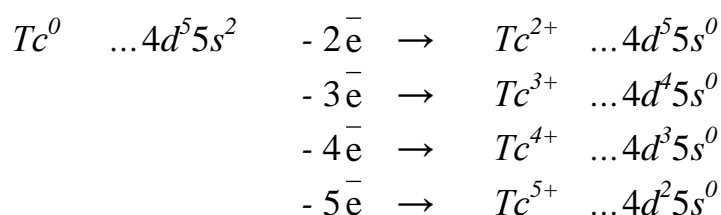
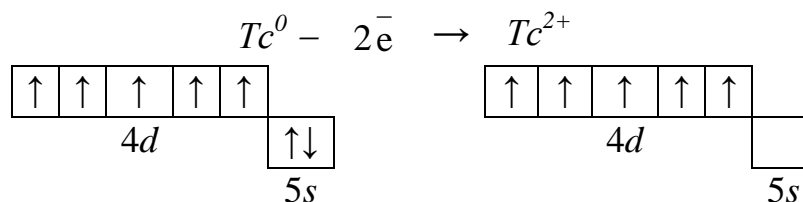


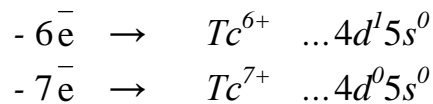
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Tc^* валентність дорівнює 7.

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

Приклад 6. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів: Tc (Технецій).

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





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

Приклад 7. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 4p^6 4d^5 5s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язання: Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 4p^6 5s^2 4d^5$. Тобто останній електрон заповнює d -підрівень. Тому цей елемент відноситься до d -родини. Якщо елемент належить до s -, d -, f -родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Приклад 8. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві. Який це елемент?

Розв'язання: Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не повністю заповнений.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^2 3p^5$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^5$. Останній електрон заповнює p -підрівень, тому елемент належить до p -сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у p -сімействі: вище діагоналі для p -елементів $B-At$, чи нижче. Якщо p -елемент знаходиться на діагоналі $B-At$ або лежить вище її, то йому притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі $B-At$, тому він неметал. Це – **Хлор**.

Приклад 9. Визначити положення елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва за його електронною формулою $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

Розв'язання: Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. 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 $\dots 5s^2 4d^6$ валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей елемент – *Ru* – рутеній.

3 ТИПИ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

3.1 Виникнення хімічного зв'язку ([2] с. 118 – 160, [3] 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.

3.2 Ковалентний зв'язок ([2] с. 131 – 138, [3] с. 78 – 88)

Таблиця 2 – Найважливіші характеристики хімічного зв'язку в двохатомних молекулах простих речовин

<i>Формула речовини</i>	<i>Зв'язок</i>	<i>Енергія зв'язку, кДж/моль</i>	<i>Довжина зв'язку, нм</i>
H_2	$H - H$	435,0	0,074
F_2	$F - F$	159,0	0,142
O_2	$O = O$	498,7	0,120
N_2	$N \equiv N$	945,6	0,109
Cl_2	$Cl - Cl$	242,3	0,198
S_2	$S = S$	417,6	0,189
P_2	$P \equiv P$	489,1	0,188

3.3 Метод валентних зв'язків

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

3.4 Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул

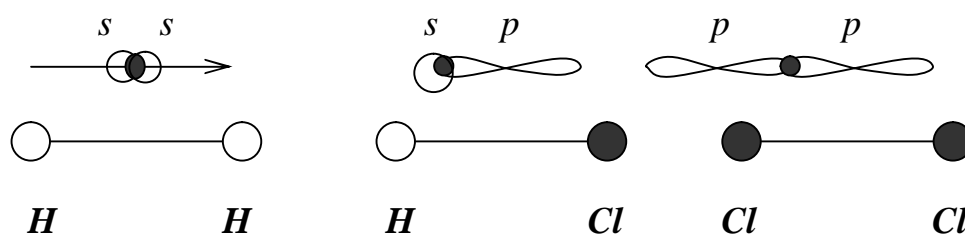
([2] с. 138 – 142)

Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних орбіталях. Здавалось б, що й зв'язки в молекулі за міцністю повинні бути нерівноцінними. Однак досвід показує, що вони рівноцінні.

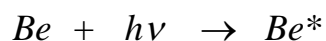
Рівноцінність їх пояснює *теорія гібридизації атомних орбіталей*, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюються рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

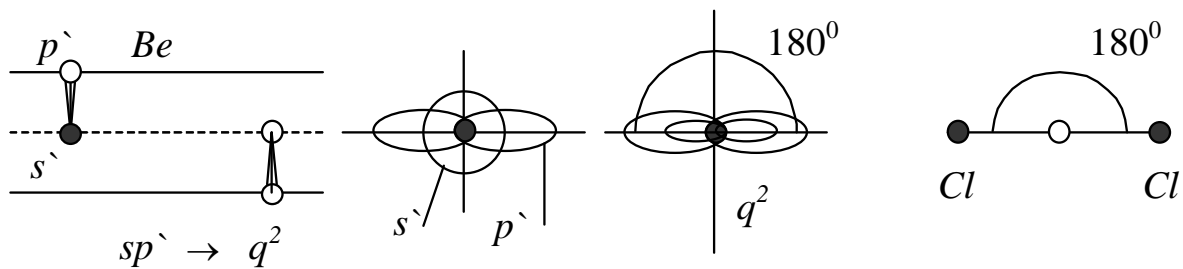
Напрямок ковалентного зв'язку обумовлює просторову конфігурацію молекул, тобто їх геометричну форму.

Якщо у перекритті електронних хмар приймає участь s^1-s^1 – валентні електрони (наприклад, молекула H_2) або електрони s^1-p^1 підрівней (наприклад, молекула HCl) чи електрони p^1-p^1 підрівней (молекула Cl_2), то молекули мають лінійну форму.



Тип гібридизації обумовлено характером електронів, які беруть участь в гібридизації. Розглянемо утворення молекули $BeCl_2$. Ступінь окиснення берилію в молекулі +2, хлору –1. У стаціонарному стані берилію ($Be\ 1s^2 2s^2$) валентність атому дорівнює нулю, в молекулі берилій – двовалентен. Тобто для утворення двох зв'язків атому берилію необхідно збудження:

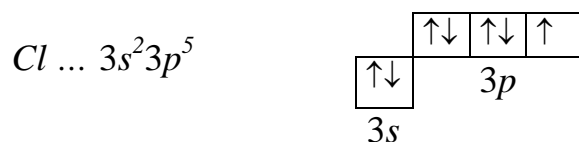




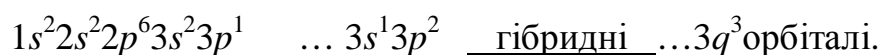
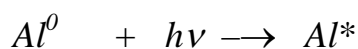
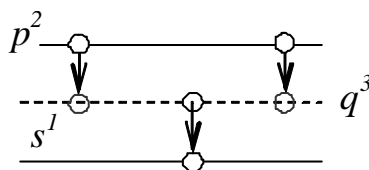
Внаслідок цього утворюються дві рівноцінні sp -гібридні орбіталі, які знаходяться в просторі під кутом 180° . Така sp -гібридизація характерна для елементів II групи, а їхні молекули мають лінійну форму.

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

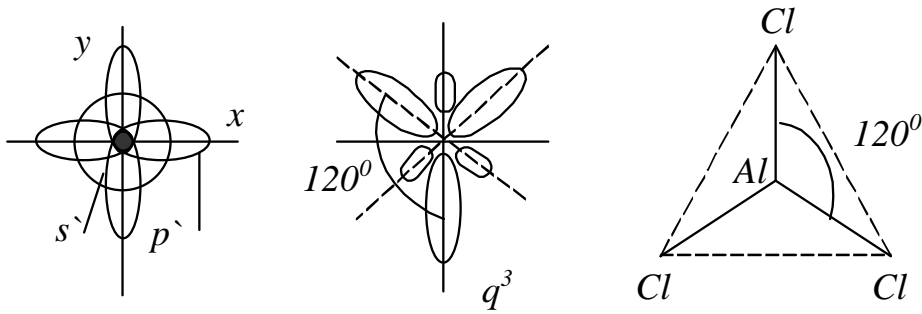
У молекулі хлориду алюмінію $AlCl_3$ у атома хлору один неспарений p -електрон



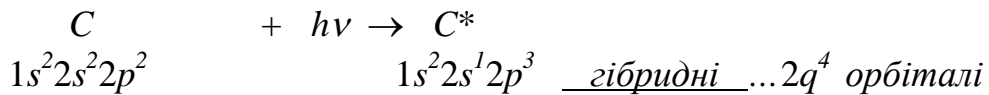
приймає участь в утворенні хімічного зв'язку. У атома алюмінію в утворенні зв'язку приймають участь три електрони. Таким чином, з атомом алюмінію взаємодіють три атоми хлору. Якщо об'єднати ядра атомів, які утворюють зв'язки, то одержимо плоский трикутник.



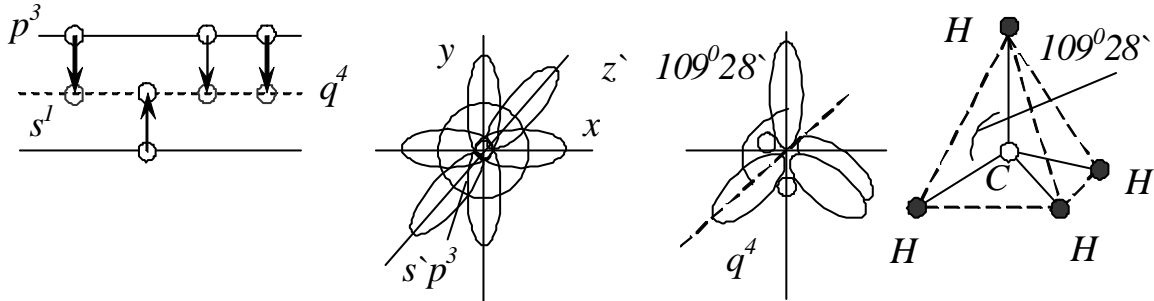
Три sp^2 -гібридні орбіталі розташовані під кутом 120° .



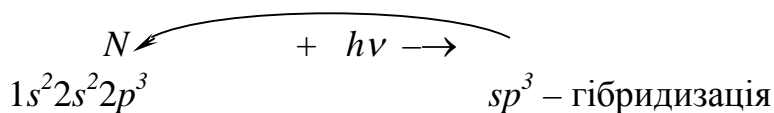
У молекулі метану CH_4 в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі атому Карбону – sp^3 -гібридизація.



4 зв'язка sp^3 -гібридних хмар утворюють неправильний тетраедр з кутом $109^\circ 28'$.



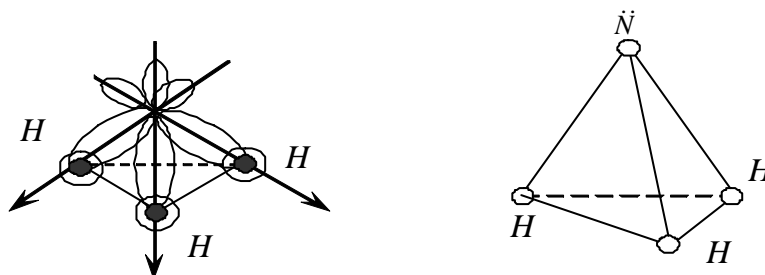
СПОЛУКИ АЗОТУ ТА КИСНЮ. У молекулі амоніаку NH_3 в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атома азоту нема збудженого стану.



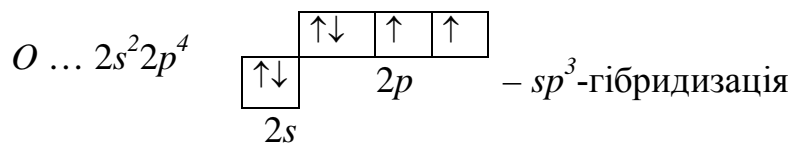
та 2s- орбіталь зайнята парою електронів.

Через слабке відштовхування, яке існує між орбітальми, які беруть участь в утворенні зв'язку, та зайнятою 2s-орбітальною, валентний кут

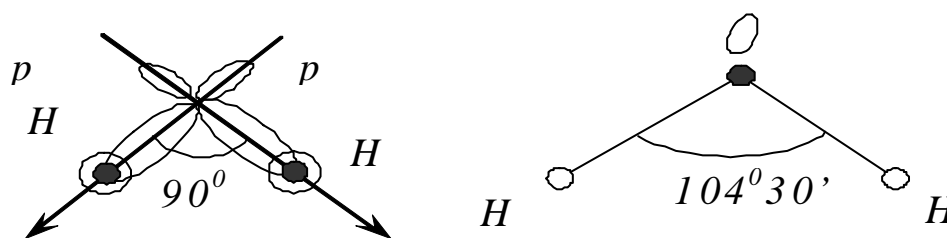
змінюється до $107^{\circ}18'$. При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі амоніаку три p -електронні хмари розподіляються по координатним вісям і перекриваються з s -електронами атомів водню. У вершині піраміди знаходиться 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 перекритті 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.



3.5 Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук

([2] с. 598 - 622, [3] с. 36 – 40)

Комплексні сполуки були одержані ще в середині XVIII ст.

Комплексні 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+}



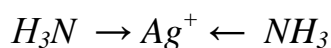
Центральним атомом можуть бути майже всі елементи періодичної системи, але найбільшу здатність до комплексоутворення виявляють *d*-елементи. Лужні і лужноземельні метали є найменш активними комплексоутворювачами. Таки неметали, як *B*, *Si*, *P*, *As*, виконують роль центрального атома у комплексних сполуках (КС) типу $K[BH_4]$, $H_2[SiF_6]$, $K[PF_6]$ тощо ([2] с. 601, [3] 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 ([2] с. 599, [3] 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:



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 ([2] с. 607 – 609).

Таблиця 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.

Таблиця 4 – Назви комплексних сполук за систематичною номенклатурою

<i>КС з комплексним катионом</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	$Pt(NH_3)_2Br_2$ діаміндібромплатина
$[Cr(OH)_2H_2O(NH_3)_3]Br$ акватриамінгідроксо- хром(III)бромід	$Cs_2[Pt(CN)_4F_2]$ цезій дифлуоротетра- ціаноплатинат(IV)	$Cr(NH_3)_3(NCS)_3$ триамінтри-(тіоціанато- N) хром

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.

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 β :

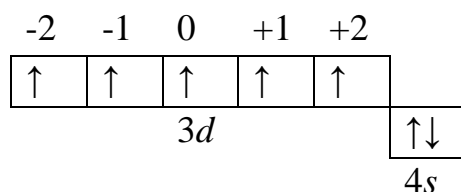
$$\beta = 1 / K_d = 1 / K_n$$

3.6 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. З наведеної електронної формули $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$ визначити валентні електрони та охарактеризувати їх за допомогою 4 квантових чисел.

Розв'язання. Валентні електрони атомів знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений. Останній рівень, на який припадають електрони $Mn - 4$. Попередній підрівень – $3d$ може бути заповнений 10 електронами. Але у Mn на $3d$ знаходяться тільки 5

електронів, тобто попередній підрівень не заповнений. Тому валентні електрони Mn - ... $3d^5 4s^2$ або ... $4s^2 3d^5$



- графічне зображення валентних електронів Mn по енергетичних комірках

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

Запишемо кожен електрон окремо та квантові числа: n – головне, l – орбітальне, m_l – магнітне та m_s – спінове. Головне квантове число (n) електрона вказує на номер енергетичного рівня. Тому для $3d^1 - 3d^5$ електронів енергетичний рівень дорівнює 3, а для $4s^1, 4s^2$ електронів – чотирьом.

Орбітальне квантове число (l) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі: s, p, d, f , яким відповідають чисельні значення – 0, 1, 2, 3. Тому значення l для всіх d -електронів однакові – 2, а для s -електронів – 0.

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 $m_l = -l...0...+l$.

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

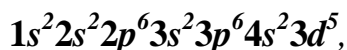
На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які мають значення m_l – «-1», «0», «+1». На d -підрівні – 5 комірок зі значенням m_l – «-2», «-1», «0», «+1», «+2». Так само для f -підрівня значення m_l становить «-3», «-2», «-1», «0», «+1», «+2», «+3».

Таким чином, для $3d^l$ електрона m_l дорівнює «-2», а для $4s^1$ – «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 $3d^l$ - $3d^5$ і $4s^1$ це значення «-1/2», а у $4s^2$ – антипаралельного електрона – «+1/2».

Завдання 2. Записати електронну формулу атома Mn.

Розв'язання. Електронна формула атома Mn така:



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

Завдання 3. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.

Розв'язання. Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії. Тому сума енергії на рівнях і підрівнях, які визначаються головним (n) та орбітальним (l) квантовими числами згідно з першим правилом Клечковського повинна послідовно зростати

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^5$
n	1	2	2	3	3	4	3
l	0	0	1	0	1	0	2
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5

тому що s -, p -, d -, f -підрівням відповідають чисельні значення 0, 1, 2, 3.

За другим правилом Клечковського: при однакових значеннях сум ($n+l$) у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n . Тому при однаковому значенні сум $n+l$ для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

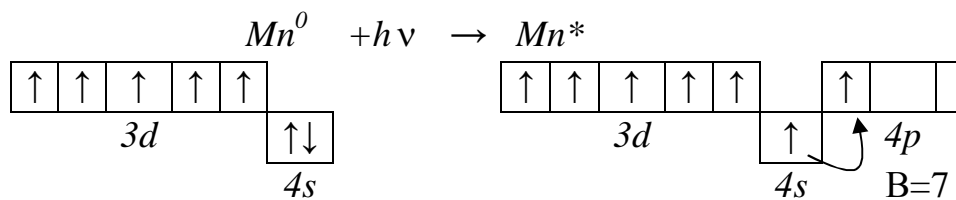
Завдання 4. Визначити валентні електрони елементів.

Розв'язання. Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, – валентні.

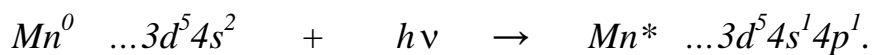
У $Mn \dots 4s^2 3d^5$ – валентні електрони
 останній рівень попередній незаповнений підрівень

Завдання 5. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язання. Валентні електрони $Mn \dots 3d^5 4s^2$ 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 слідуючому $4p$ підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з $4s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Mn^*

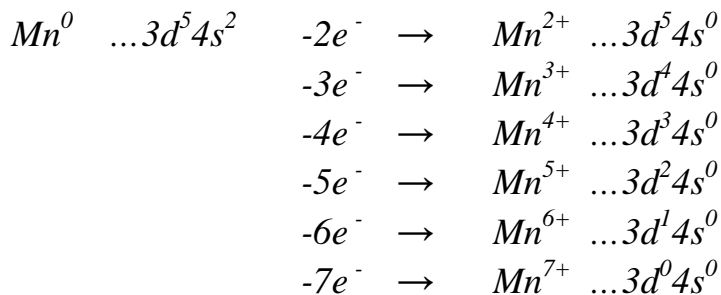
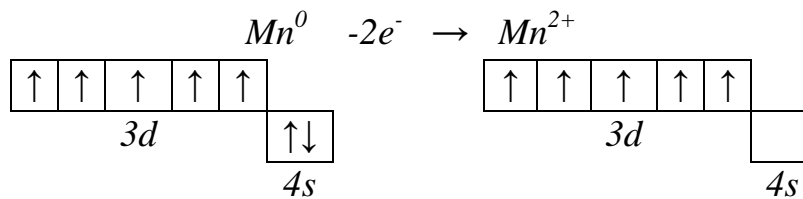


У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Mn^* валентність дорівнює 7.

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

Завдання 6. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів.

Розв'язання. Йони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом Mn не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень $4s$ у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній $3d$ підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закритий – «екранований» зовнішніми $4s$ - електронами. Тому атом Mn може тільки віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі, 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} .

Завдання 7. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 3p^6 3d^5 4s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язання. Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$. Тобто останній електрон заповнює *d*-підрівень. Тому цей елемент відноситься до *d*-родини. Якщо елемент належить до *s*-, *d*-, *f*-родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Завдання 8. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві.

Розв'язання. Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не заповнений.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^2 3p^3$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^3$. Останній електрон заповнює третій *p*-підрівень. Елемент належить до *p*-сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у *p*-сімействі: вище діагоналі для *p*-елементів *B-At*, чи нижче. Якщо *p*-елемент знаходиться на діагоналі *B-At* або лежить вище її, то йому

притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі *B-At*, тому він неметал.

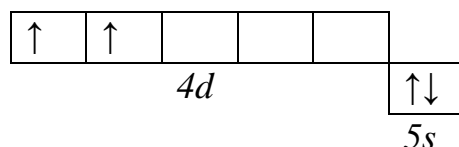
Завдання 9. Визначити положення елементу в періодичній системі Д.І. Менделєєва по його електронній формулі $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

Розв'язання. Валентні електрони елементу: $\dots 5s^2 4d^6$. 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.

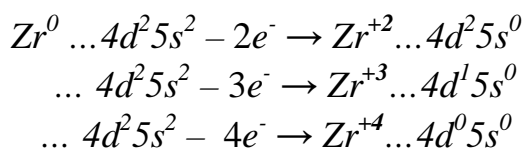
Відповідь: елемент, який має $\dots 5s^2 4d^6$ валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей елемент - *Ru* - рутеній.

Завдання 10. Визначити, які ступені окиснення характерні для елемента цирконію, та характер його сполук, які відповідають ступеням окиснення.

Розв'язання. Валентні електрони цирконію – $\dots 5s^2 4d^2$. Графічне розташування електронів по енергетичним коміркам відповідає:



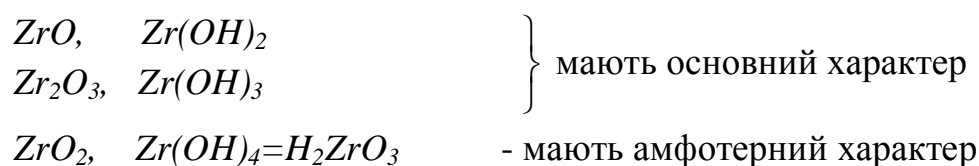
Електрони приймати не може, бо це *d*-метал. Він їх тільки віддає, звільняючи повністю комірочки.



Характер сполук *d*-елементів за ступенем окиснення:

+1, +2, +3	+4	+5, +6, +7
основний	амфотерний	кислотний

Тому сполуки:



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 **додатках**.

$AlCl_3$	$EN_{Al} = 1.6$	$EN_{Cl} = 3.0$	$\Delta EN = 1,4$
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 ΔEN 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 розмішені тільки на зовнішньому енергетичному рівні: $_{13}Al \dots 3s^2 3p^1$, $_{16}S \dots 3s^2 3p^4$, $_{15}As \dots 4s^2 4p^3$, $_{4}Be \dots 2s^2$, $_{5}B \dots 2s^2 2p^1$, $_{6}C \dots 2s^2 2p^2$.

❖ 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.

$AlCl_3$. Для атома Al кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює одиниці, а в сполуці його валентність – III. Тобто атом Al повинен перейти до збудженого стану: $3s^2 + hv \rightarrow 3s^1 3p^2$.

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 Al . Утворює молекули плоскотрикутної форми з валентним кутом 120° .

H_2S . Для атома S кількість неспарених електронів у незбудженому стані дорівнює двом, збігається з його валентністю в H_2S . Оскільки обидва неспарених електрона орієнтовані по двох взаємно перпендикулярних осях, молекули сполуки матимуть кутову форму з валентним кутом $\approx 90^\circ$.

AsH_3 . Атом As в молекулі має три неспарених електрони, тому для нього не потрібно збудженого стану. Три ковалентні зв'язки розташовуються під кутом до атома As , який знаходиться у вершині тригональної піраміди.

BCl_3 . Для атома B кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює одиниці, а в сполуці його валентність – III. Тобто атом B повинен перейти до збудженого стану: $2s^2 + hv \rightarrow 2s^1 2p^2$.

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 B , утворює молекули плоскотрикутної форми з валентним кутом 120° .

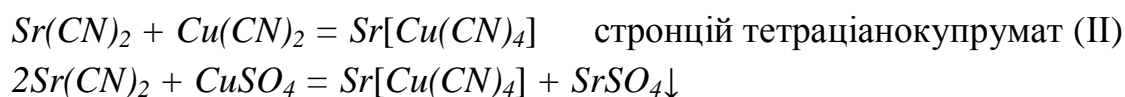
CCl_4 . Для атома C кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює двом, а в сполуці його валентність – IV. Тобто атом C повинен перейти до збудженого стану: $2s^2 + hv \rightarrow 2s^1 2p^3$.

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 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:



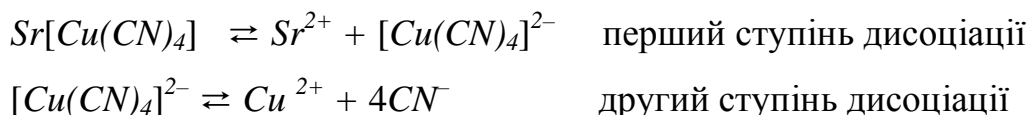
Приклад 2. Дати назву сполукам: $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Ca[BeF_4]$.

Розв'язання:

- $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$ – тетраамінікеля(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:



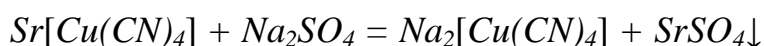
Приклад 3. Навести вираз для константи нестійкості комплексного йона $[Cu(CN)_4]^{2-}$.

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

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

Приклад 4. Скласти рівняння реакції обміну між комплексною сполукою $\text{Sr}[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ 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 $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$

4 КІНЕТИКА ТА ЕНЕРГЕТИКА 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 самодовільного 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.

4.1 Термохімія

4.1.1 Енергетика хімічних процесів ([2] с. 169 – 208, [3] с. 95 – 121)

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

4.1.2 Теплові ефекти реакцій ([2] с. 170 – 173, [3] с. 98 – 101)

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

4.1.3 Внутрішня енергія

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

4.1.4 Термохімічні закони ([2] с. 172, [3] с. 101)

Наслідки закону Гесса $\Delta H_{298 \text{ утв}}^{\circ} = -\Delta H_{298 \text{ розкл}}^{\circ}$

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

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

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

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

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

4.1.5 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Розрахувати ентальпію хімічного процесу

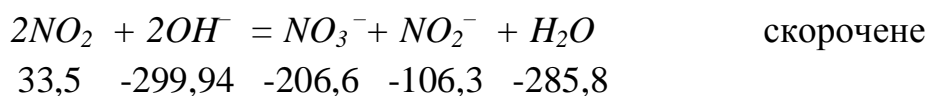
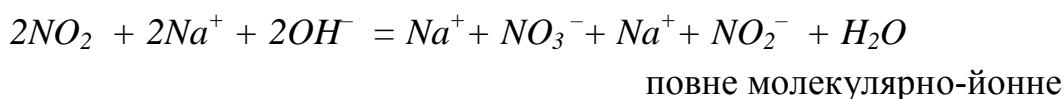


та визначить який це процес.

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



повне молекулярне рівняння,



Вказуємо ΔH_{298}^0 табличні в кДж/моль під формулами скороченого рівняння.

Правило Гесса у загальному вигляді:

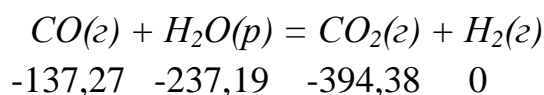
$$\Delta H_{x.p.} = \sum n\Delta H_{298}^0 \text{ (кінц.)} - \sum n\Delta H_{298}^0 \text{ (вихідн.)}$$

Для даного рівняння має вигляд:

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

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

Приклад 2. Визначити можливість самовільного перебігу реакції за стандартних умов:



Розв'язання: Відомо, що ΔG є функцією стану, ΔG_{298}^0 – табличні данні (додатки), маємо:

$$\Delta G_{x.p.} = \sum n\Delta G_{298}^0 \text{ прод. (кінц.)} - \sum n\Delta G_{298}^0 \text{ поч. реч. (вихідн.)}$$

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

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

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

Розв'язання: Обчислимо ΔG за рівнянням:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Функції стану визначаємо:

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

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

Тому:

$$\begin{aligned} \Delta H_{x.p.} &= (\Delta H^{\circ}_{298} (NH_3) + \Delta H^{\circ}_{298} (HCl)) - \Delta H^{\circ}_{298} (NH_4Cl) = \\ &= (-46,19 - 32,30) - (-313,39) = 176,9 \text{ кДж/моль}, \end{aligned}$$

де ΔH°_{298} табличні значення

$$\begin{aligned} \Delta S_{x.p.} &= (S^{\circ}_{298} (NH_3) + S^{\circ}_{298} (HCl)) - S^{\circ}_{298} (NH_4Cl) = \\ &= (192,5 + 186,7) - 94,56 = 284,6 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)} = 0,2846 \text{ кДж/(моль}\cdot\text{К)} \end{aligned}$$

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

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 °С)

Приклад 4. Визначте зміну ентальпії ΔS процесу плавлення 90 г льоду, тобто фазового переходу $H_2O(\kappa) - H_2O(p)$, за стандартних умов.

Розв'язання: Функція стану ΔS може бути обчислена:

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

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

Обчислюємо число молів льоду ν :

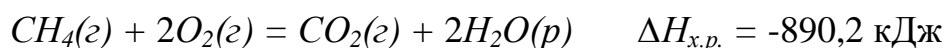
$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{90 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

Зміна ентропії при плавленні 90 г льоду дорівнює:

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

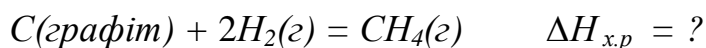
Відповідь: $\Delta S_{\text{плав}} = 154 \text{ Дж/К} = 0,154 \text{ кДж/К}$.

Приклад 5. Реакція горіння метану визначається за рівнянням:

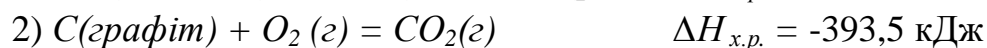
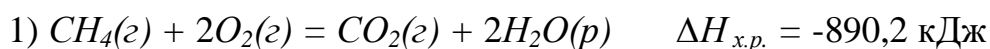


Визначити теплоту утворення метану, якщо відомі значення теплот утворення CO_2 та H_2O (табличні данні).

Розв'язання: Треба визначити тепловий ефект реакції, термохімічне рівняння якої має вигляд:



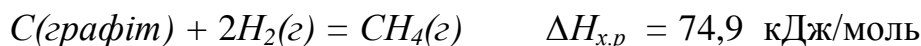
Використовуємо наступні данні:



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

$$\begin{aligned} CH_4(g) + 2O_2(g) - C(\text{графіт}) - 2H_2(g) - 2O_2(g) &= \\ &= CO_2(g) + 2H_2O(p) - CO_2(g) - 2H_2O(p) \end{aligned}$$

$$\Delta H_{x.p} = -890,2 + 393,5 + 571,6 = 74,9 \text{ кДж/моль}$$



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:

$$\Delta H_{x.p} = \Delta H(CO_2) + 2\Delta H(H_2O) - \Delta H(CH_4) - 2\Delta H(O_2)$$

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

Відповідь: $\Delta H_{\text{утв.}}(CH_4) = -74,9 \text{ кДж}$.

4.2 Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм. ([2] с. 174 – 198 , [3] с. 110 – 121)

4.2.1 Закон діючих мас ([2] с. 176, [3] с. 111)

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

4.2.2 Хімічна рівновага ([2] с. 188 – 109, [3] с. 117 – 119)

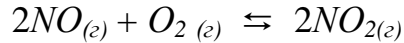
4.2.3 Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

([2] с. 190 – 199, [3] с. 119 – 121)

4.2.4 Приклади розв'язання завдань

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

Розв'язання: Для наведеної системи:



вираз для константи рівноваги має вигляд:

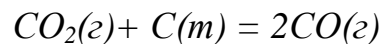
$$K_p = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} = \frac{1,2^2}{0,4^2 \cdot 0,2} = \frac{1,44}{0,16 \cdot 0,2} = 45.$$

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:



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

$$v_{np} = \vec{K} [CO_2] \text{ const} = K' [CO_2] \qquad v_{зв} = \overleftarrow{K} [CO]^2$$

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

$$v'_{np} = \vec{K} [1/2 CO_2] = 1/2 \vec{K} [CO_2] \qquad v'_{зв} = \overleftarrow{K} [1/2 CO]^2 = 1/4 \overleftarrow{K} [CO]^2$$

Співвідношення

$$v'_{np}/v_{np} = 1/2 K' [CO_2] / K' [CO_2] = 1/2,$$

вказує, що швидкість прямої реакції зменшиться у 2 рази.

Співвідношення

$$v'_{зв}/v_{зв} = 1/4K[CO_2]^2 / K[CO_2]^2 = 1/4,$$

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 °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 ,
 ΔT – 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 ΔH , що прямий процес – ендотермічний, а зворотній – екзотермічний.

При підвищенні температури за принципом Ле-Шательє рівновага зрушується 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 зрушується: $P \uparrow \rightarrow$ (менша кількість моль газів), $P \downarrow \leftarrow$ (більша кількість газоподібних сполук).

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

5 РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

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; уміти 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)

5.1 Способи визначення складу розчинів ([2] с. 219-220, [3] с. 147-149)

5.2 Колігативні властивості розведених розчинів ([2] с. 228-237, [3] с. 149-156)

5.3 Водні розчини електролітів ([2] с. 237-258, [3] с. 158 - 171)

5.3.1 Сильні електроліти ([2] с. 246- 255, [3] с. 160-161)

5.3.2 Йонний добуток води. Водневий показник ([2] с. 259, [3] с. 164-161)

5.3.3 Гідроліз солей ([2] с. 264 - 270, [3] с. 171 - 173)

5.3.3 Добуток розчинності ([2] с. 256 - 258, [3] с. 175 - 176)

5.3.4 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 (ω) та молярна концентрація (C_m). Визначити ω 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 ω – масова частка розчиненої речовини;

$m_{p-ни}$ – маса розчиненої речовини;

$m_{p-ну}$ – загальна маса розчину;

$m_{p-ка}$ – маса розчинника;

ρ – густина розчину, г/см³;

V – об'єм розчину.

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

Молярна концентрація дорівнює:

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

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.

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

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

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

Треба визначити об'єм розчину, який дорівнює:

$$V = \frac{m_{p-ни}}{\rho}$$

Тоді:

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

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

або

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

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

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

об'ємні : $C_M = 1,38$ моль/дм³; $C_{M\text{ екв}} = 4,14$ моль/дм³; $T = 0,184$ г/см³.

Приклад 2. Яку масу соди Na_2CO_3 треба взяти для приготування 250 см³ 0,25 М розчину?

Розв'язання: Визначаємо кількість речовини Na_2CO_3 , яка міститься у 250 см³ або 0,25 дм³:

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

Масу Na_2CO_3 , необхідну для приготування розчину обчислимо:

$$m(Na_2CO_3) = v \cdot M = 0,0625 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 6,625 \text{ г};$$

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

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

Приклад 3. Сірководень об'ємом 14 см^3 розчинили у воді масою 500 г (н.у.). Обчислить 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 $M(\text{H}_2\text{S}) = 34$ г/моль

Маса розчину дорівнює:

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

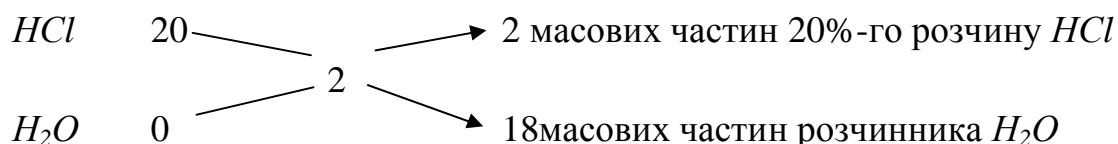
Масова частка сірководню в цьому розчині дорівнює:

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

Відповідь. Масова частка H_2S 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 г розчину з масовою часткою 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 H_2O), в центрі – концентрацію яку готують:



Числа **2, 18** отримано 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 отримання 250 г 2% розчину треба змішати:

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

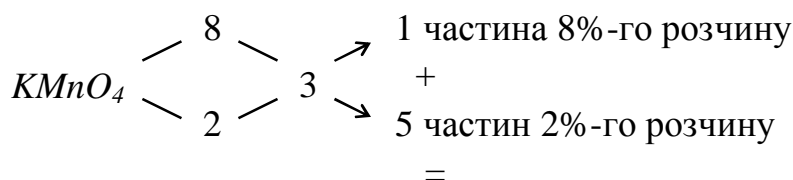
$$m(H_2O) = 250 \cdot \frac{9}{1+9} = 225 \text{ г}; \quad V(H_2O) = \frac{225}{1,0} = 225 \text{ см}^3.$$

Відповідь. Для приготування 250 г 2% розчину HCl треба 22,7 см³ HCl та 225 см³ води (H_2O).

Приклад 5. Приготувати **300 г 3%-го** розчину $KMnO_4$, змішавши в певному масовому співвідношенні **8%-ий** і **2%-ий** розчини перманганату калію.

Розв'язання:

Скориставшись «правилом хреста»,



6 частин на 300 г розчину, тобто 1 частина = 50 г.

знаходимо, що для отримання 300 г 3%-го розчину $KMnO_4$ необхідно змішати 50 г 8%-го розчину $KMnO_4$ (1 частину) і 250 г 2%-го розчину $KMnO_4$ (5 частин), тобто

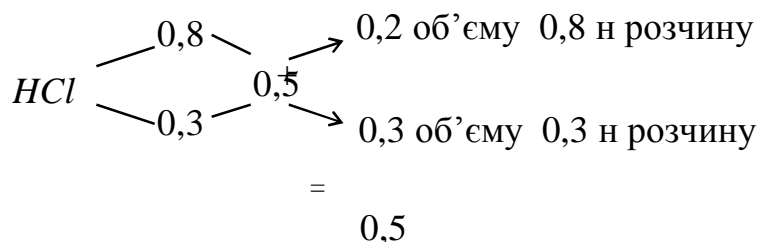
$$m_1 = 300 \cdot \frac{1}{1+5} = 50 \text{ г 8%-го розчину}$$

$$m_2 = 300 \cdot \frac{5}{1+5} = 250 \text{ г 2%-го розчину}$$

Приклад 6. Приготувати **100** мл **0,5** н розчину *HCl*, змішавши в певному співвідношенні її **0,8** н і **0,3** н розчини.

Розв'язання:

«Правило хреста» можна застосовувати для розрахунків при приготуванні розчинів заданої молярної концентрації еквівалентів шляхом змішування розчинів більшої і меншої концентрації в певних об'ємних співвідношеннях.



Так, слід змішати 0,8 н розчин *HCl* і 0,3 н розчин *HCl* в об'ємному співвідношенні 2 : 3 (тобто 40 мл 0,8 н розчину з 60 мл 0,3 н розчину), щоб одержати 100 мл 0,5 н розчину *HCl*.

$$V_1 = 100 \cdot 0,2 / (0,2 + 0,3) = 40 \text{ мл } 0,8 \text{ н } HCl$$

$$V_2 = 100 \cdot 0,3 / 0,5 = 60 \text{ мл } 0,3 \text{ н } HCl$$

Приклад 7. Приготувати 200 см³ 0,1 М розчину сульфату міді з кристалогідрату *CuSO₄·5H₂O*.

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 *CuSO₄·5H₂O*, відповідну безводній солі:

1 моль *CuSO₄·5H₂O* містить 1 моль *CuSO₄*

249,5 г *CuSO₄·5H₂O* - 159,5 г *CuSO₄*

m г *CuSO₄·5H₂O* - 3,19 г *CuSO₄*

$$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = (249,5 \cdot 3,19) / 159,5 = 4,98 \text{ г.}$$

Відповідь. Для приготування 200 см³ 0,1 М розчину сульфату міді треба 4,98 г *CuSO₄·5H₂O*.

Розчини сильних електролітів

Приклад 1. Осмотичний тиск 0,1 н $ZnSO_4$ при 0 °С дорівнює $1,59 \cdot 10^5$ Па. Визначить ізотонічний коефіцієнт цього розчину.

Розв'язання. Осмотичний тиск розчинів електролітів дорівнює:

$$p_{осм} = i \cdot C_M \cdot RT$$

Ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{p_{осм}}{C_M \cdot R \cdot T} = \frac{1,59 \cdot 10^2 \text{ кПа}}{\frac{1}{2} \cdot 0,1 \cdot 8,314 \cdot 273} = 1,4$$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,4.

Приклад 2. Тиск водяної пари над розчином 24,8 г KCl у 100 г води при 100 °С дорівнює $9,14 \cdot 10^4$ Па. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт, якщо тиск водяної пари при цій температурі дорівнює $1,0133 \cdot 10^5$ Па.

Розв'язання. Перший закон Рауля для електролітів:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_B; \quad \frac{\Delta p}{p_0} = i \cdot \frac{v_B}{v_A + v_B}$$

Кількість речовини KCl та води визначаємо:

$$v_B = \frac{m}{M}$$
$$v(KCl) = \frac{24,8}{74,5} = 0,33 \text{ моль,}$$

де $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5$ г/моль

$$v(H_2O) = \frac{100}{18} = 5,55 \text{ моль,}$$

де $M(H_2O) = 2 + 16 = 18$ г/моль

Ізотонічний коефіцієнт дорівнює:

$$i = \frac{(p_0 - p) \cdot (v_A + v_B)}{p_0 \cdot v_B} = \frac{(1,0133 \cdot 10^5 - 0,914 \cdot 10^5) \cdot (0,33 + 5,55)}{1,0133 \cdot 10^5 \cdot 0,33} = 1,75.$$

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,75.

Приклад 3. Розчин, який містить 8 г $NaOH$ у 1000 г води, кипить при $100,184^\circ C$. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт (для H_2O $E = 0,516$)

Розв'язання. Другий закон Рауля для електролітів має вигляд:

$$\Delta T_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m; \quad \Delta T_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m;$$

де C_m – молярна концентрація;

$$C_m = \frac{v_{p\text{-ни}}}{m_{p\text{-ка}}} = \frac{m_{p\text{-ни}} \cdot 1000}{M \cdot m_{p\text{-ка}}},$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = \frac{i \cdot E \cdot m_{p\text{-ни}} \cdot 10^3}{M \cdot m_{p\text{-ка}}};$$

звідси:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{кип}} \cdot M \cdot m_{p\text{-ка}}}{E \cdot m_{p\text{-ни}} \cdot 10^3} = \frac{0,184 \cdot 40 \cdot 1000}{0,516 \cdot 8 \cdot 10^3} = 1,78.$$

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,78.

Приклад 4. Тиск пари 8%-ого водного розчину $NaNO_3$ дорівнює 2268,8 Па при $20^\circ C$. Тиск парів води при цій температурі – 2337,8 Па. Обчисліть уявний ступінь дисоціації $NaNO_3$ у цьому розчині.

Розв'язання. Ізотонічний коефіцієнт за I законом Рауля для $NaNO_3$:

$$i = \frac{(p_0 - p) \cdot (v_A + v_B)}{p_0 \cdot v_B}$$

де $v(NaNO_3) = \frac{8}{85} = 0,094$ моль; де $M(NaNO_3) = 85$ г/моль

$v(H_2O) = \frac{(100 - 8)}{18} = 5,105$ моль, де $M(H_2O) = 18$ г/моль

$$i = \frac{(2337,7 - 2268,8) \cdot (5,1054 + 0,094)}{2337,7 \cdot 0,094} = 1,63.$$

Уявний ступінь дисоціації $NaNO_3$ у цьому розчині:

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

n – кількість утворених йонів, для $NaNO_3$ це два йона.

$$\alpha = \frac{1,63 - 1}{2 - 1} = 0,63 \text{ або } 63\%$$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт = 1,63, ступінь дисоціації = 63%

Приклад 5. Температура замерзання розчину, що має 0,25 моль HNO_3 у $2,5 \text{ дм}^3 H_2O$ становить $-0,35^\circ\text{C}$. Обчисліть уявний ступінь дисоціації кислоти в цьому розчині (K для води дорівнює $1,86^\circ$).

Розв'язання: $M(HNO_3) = 63 \text{ г/моль}$

За II-м законом Рауля ізотонічний коефіцієнт для розчину HNO_3 :

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам}} \cdot M \cdot m_{\text{р-ка}}}{K \cdot m_{\text{р-ни}} \cdot 10^3} = \frac{0,35 \cdot 63 \cdot 2500}{1,86 \cdot 63 \cdot 0,25 \cdot 1000} = 1,88$$

Уявний ступінь дисоціації HNO_3 у цьому розчині:

$$\alpha = \frac{1,88 - 1}{2 - 1} = 0,88 \text{ або } 88\%$$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт = 1,88, ступінь дисоціації = 88%.

Приклад 6. Обчисліть йонну силу розчину K_2SO_4 , що має концентрацію 0,02 моль на 1000 г H_2O .

Розв'язання: Йонна сила розчину дорівнює:

$$I = 1/2 \cdot (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_i Z_i^2)$$

$$I(K_2SO_4) = 1/2[C_K^+(Z_K^+)^2 + C_{SO_4^{2-}}(Z_{SO_4^{2-}})^2] = 1/2[0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 1 \cdot |-2|^2] = 0,06$$

Відповідь: Йонна сила розчину дорівнює 0,06.

Приклад 7. Обчисліть активну концентрацію $CaCl_2$ у розчині, що містить 0,925 г $CaCl_2$ у 500 г води.

Розв'язання: Визначаємо молярну концентрацію:

$$C_m = \frac{v_{p-ни}}{m_{p-ка}} = \frac{m_{p-ни} \cdot 1000}{M \cdot m_{p-ка}} = \frac{0,925}{111 \cdot 0,5} = 0,017 \text{ моль/кг.}$$

де $M(CaCl_2) = 111 \text{ г/моль}$, $500 \text{ г} = 0,5 \text{ кг}$

Обчислимо йонну силу розчину:

$$I = 1/2 (0,017 \cdot 2^2 + 0,017 \cdot 2 \cdot |-1|^2) = \frac{0,068 + 0,034}{2} = 0,051$$

За **додатком** знаходимо коефіцієнт активності залежно від йонної сили розчину:

$$f_{Ca^{2+}} = 0,50; \quad f_{Cl^-} = 0,84.$$

Активність йонів дорівнює:

$$a_{Ca^{2+}} = f_{Ca^{2+}} \cdot C_{Ca^{2+}} = 0,50 \cdot 0,017 = 0,0097$$

$$a_{Cl^-} = f_{Cl^-} \cdot C_{Cl^-} = 0,84 \cdot 0,034 = 0,0289$$

Активна концентрація дорівнює:

$$a_{CaCl_2} = a_{Ca^{2+}} \cdot (a_{Cl^-})^2 = 0,0097 \cdot (0,0289)^2 = 8 \cdot 10^{-6}.$$

Відповідь: Активна концентрація $CaCl_2$ у розчині дорівнює $8 \cdot 10^{-6}$.

Приклад 8. Обчисліть середній коефіцієнт активності йонів $AgNO_3$ у розчині, що містить 0,01 моль речовини $AgNO_3$ у 1000 г води.

Розв'язання. Йонна сила розчину $AgNO_3$:

$$I = 1/2(0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 1^2) = \frac{0,01 + 0,01}{2} = 0,01$$

Середній коефіцієнт активності йонів $AgNO_3$:

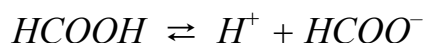
$$\lg f = -0,5117 Z_1 Z_2 \sqrt{I}$$

$$\lg f = -0,5117 \cdot 1 \cdot 1 \sqrt{0,01} = -0,05117 ; \quad f_{\pm} = 0,89$$

Розчини слабких електролітів

Приклад 1. Обчисліть ступінь дисоціації $HCOOH$ у 0,01 н розчині, якщо у 10^{-3} дм³ розчину міститься $6,82 \cdot 10^{18}$ розчинених частинок (йони та недисоційовані частинки).

Розв'язання. Мурашина кислота дисоціює за рівнянням:



У 10^{-3} дм³ 0,01н розчину міститься $6,02 \cdot 10^{18}$ частинок (1 моль – $6,02 \cdot 10^{23}$). На йони дисоціювало n молекул. Кожна молекула кислоти при дисоціації дає 2 йони (H^+ , $HCOO^-$), а n молекул кислоти дадуть $2n$ йонів. Недисоційованих молекул у розчині міститься $(6,02 \cdot 10^{18} - n)$. Взагалі розчин має $6,82 \cdot 10^{18}$ (за умовою) частинок, тобто:

$$6,82 \cdot 10^{18} = (6,02 \cdot 10^{18} - n) + 2n = 6,02 \cdot 10^{18} + n$$

$$n = 6,82 \cdot 10^{18} - 6,02 \cdot 10^{18} = 0,8 \cdot 10^{18}$$

Звідки:

$$\alpha = \frac{n}{N} = \frac{0,8 \cdot 10^{18}}{6,02 \cdot 10^{18}} = 0,133 = 13,3\%$$

Приклад 2. 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:

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

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

Приклад 3. Обчисліть концентрацію йонів OH^- в 0,01 М розчині NH_4OH , якщо $K_{дис} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

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

$$C_{ион} = C \alpha n.$$

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

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

Концентрація йонів OH^- дорівнює:

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

Приклад 4. Добуток розчинності BaF_2 при 18 °С дорівнює $1,7 \cdot 10^{-6}$. Обчисліть концентрацію йонів Ba^{2+} та F^- у насиченому розчині BaF_2 .

Розв'язання. Дисоціація солі протікає за рівнянням:



Йонів F^- утворюється у 2 рази більше ніж йонів Ba^{2+} , тому

$$C(F^-) = 2C(Ba^{2+})$$

Добуток розчинності солі $ДР(BaF_2) = C(Ba^{2+}) \cdot C(F^-)$.

Якщо концентрацію F^- виразити через концентрацію Ba^{2+} , тоді:

$$ДР(BaF_2) = C(Ba^{2+}) \cdot (2C(Ba^{2+}))^2 = 4C^3(Ba^{2+}) = 1,7 \cdot 10^{-6}$$

Концентрація йонів Ba^{2+} дорівнює:

$$C(Ba^{2+}) = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

$$C(F^-) = 0,75 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

Відповідь: За заданих умов концентрації йонів у розчині складають: $C(Ba^{2+}) = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$ та $C(F^-) = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$.

Приклад 5. Розчинність $Mg(OH)_2$ дорівнює $1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$ при 18°C . Обчисліть добуток розчинності $Mg(OH)_2$ за цих умов.

Розв'язання При розчиненні кожного моль $Mg(OH)_2$ у розчин переходить 1 моль йонів Mg^{2+} та вдвічі більше йонів OH^- . Отже у насиченому розчині $Mg(OH)_2$:

$$C(Mg^{2+}) = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$

$$C(OH^-) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$

$$ДР(Mg(OH)_2) = C(Mg^{2+}) \cdot C(OH^-) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Відповідь: За заданих умов добуток розчинності $Mg(OH)_2 = 1,96 \cdot 10^{-11}$.

Приклад 6. $ДР(PbI_2)$ при 20°C дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть розчинність (моль/дм³) при заданих умовах.

Розв'язання. Визначаємо розчинність солі через S (моль/дм³), тоді:

$$ДР(PbI_2) = C(Pb^{2+}) \cdot (C(I^-))^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3, \text{ звідси}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{DP_{PbI_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Відповідь: Розчинність за заданих умов солі $PbI_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

6 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.

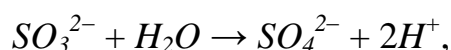
Найважливіші відновники	Найважливіші окисники
Метали, водень, вугілля Оксид карбону (II) CO Сірководень H_2S , оксид сульфуру (IV) SO_2 , сульфїтна кислота H_2SO_3 та її солі Йодоводнева кислота HI , бромоводнева HBr , хлороводнева HCl . Хлорид стануму (II) $SnCl_2$, сульфат феруму (II) $FeSO_4$, сульфат 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 K_2CrO_4 , Нітратна кислота HNO_3 , Кисень O_2 , озон O_3 , Пероксид гїдрогену H_2O_2 , Іони благородних металів

Метод напівреакцій або йонно-електронний метод

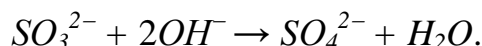
Як видно із самої назви, цей метод ґрунтується на складанні йонних рівнянь для процесу окиснення і процесу відновлення з подальшим складанням загального рівняння. Для виконання цих рівнянь потрібно керуватися загальними правилами складання йонних реакцій. Цей метод дає екологічну інформацію про те, у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

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

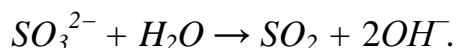
Якщо в лівій частині напівреакції недостача атомів кисню, його компенсують атомами кисню води, а в правій частині з'являються йони гїдрогену за схемою:



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



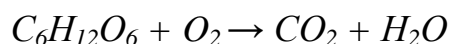
У нейтральних розчинах у ліву частину напівреакцій додають тільки воду. Якщо в лівій частині є надлишок атомів кисню, вони зв'язуються молекулами води за схемою:



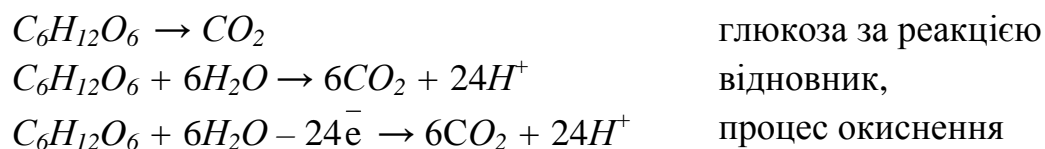
У методі напівреакцій можна виходити не із ступенів окиснення (величин досить умовних), а з реальних зарядів тих йонів чи молекул, що існують у розчині.

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:

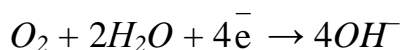


Визначаючи ступінь окиснення для глюкози отримаємо 0, якщо це викликає непорозуміння, можемо її не використовувати. Напівреакції складаємо з йонів та молекул, у даному випадку є тільки молекули, тому отримаємо такі алгоритми:

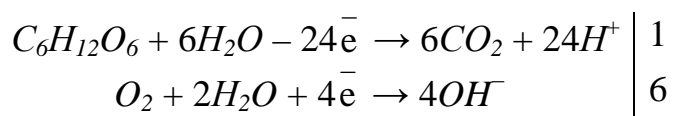


Далі O_2 повинен відновлюватися, тому:

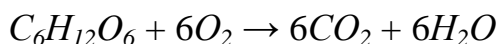




Об'єднавши ці процеси отримаємо:

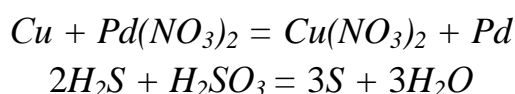


Остаточне рівняння має вигляд:

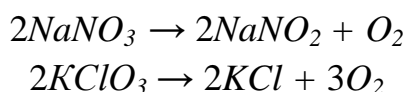


Класифікація окисно-відновних реакцій. Розрізняють типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні і реакції диспропорціонування.

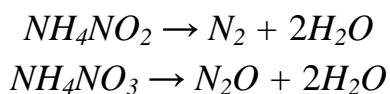
До міжмолекулярних належать реакції, у яких окисник і відновник входять до складу різних речовин. Сюди також слід віднести і реакції між різними речовинами, в яких атоми одного і того самого елемента мають різні ступені окиснення:



До внутрішньомолекулярних 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:

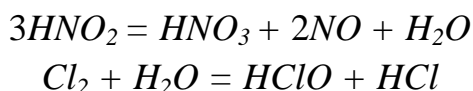


Сюди слід віднести і розклад речовин, у яких атоми одного й того ж самого елемента мають різні ступені окиснення:



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:



7 ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

7.1 Електрохімічні процеси

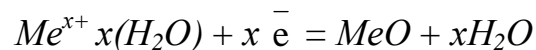
Теоретичні знання і практичні навички студенти можуть отримати після опрацювання наступної *рекомендованої літератури*: [1] с. 271-308; [2] с. 178-220; [12] с. 255-291.

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. 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.

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*.

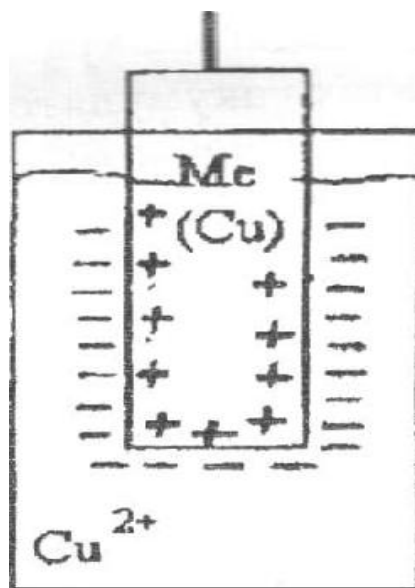
При контакті електронного та йонного провідників на межі поділу фаз виникає подвійний електричний шар (ПЕШ), що можна порівняти з електричним конденсатором, якому в свою чергу відповідає певне значення стрибка потенціалу. Кожен метал має «вільні» електрони. Концентрація їх у різних металах неоднакова. 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 превалує, 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.

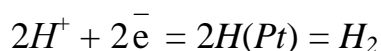
Для малоактивних металів (*Cu, Ag, Hg*) має перевагу зворотній процес, тобто адсорбція катіонів з розчину на поверхні металу, остання заряджається позитивно, а цей механізм утворення ПЕШ – іоногенний.



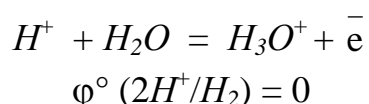
Кількісною характеристикою ПЕШ є електродний потенціал. Абсолютне значення його виміряти не можна, тому використовують відносні значення електродних потенціалів, які виміряють щодо стандартного електрода порівняння. Найпоширенішими електродами порівняння є водневий, хлорсрібний, каломельний. Потенціал 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/дм³ 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/дм³ 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 (φ°).

Дійсно, якщо цинкову пластину занурити у розчин сульфату цинку з активністю йонів 1 моль/дм³ та з'єднати її з нормальним водневим електродом-провідником, а розчини – сольовим ключем (розчин KNO_3), то напруга цього гальванічного елементу буде дорівнювати:

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

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 φ° .

Рядом стандартних електродних потенціалів слід користуватися з урахуванням особливостей процесів.

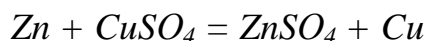
Найголовніше треба мати на увазі, що його можна застосувати тільки для водних розчинів і що він характеризує хімічну активність металів лише в окисно-відновних реакціях, які відбуваються у водному середовищі за стандартних умов.

З нього випливають такі практичні висновки:

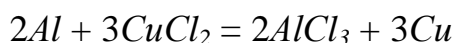
а) Метали, що мають потенціал менш ніж $-0,413$ В, термодинамічно здатні витіснити водень з води, наприклад значення водневого потенціалу $-0,413$ В характеризує процес відновлення водню із води при $pH = 7$.

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:

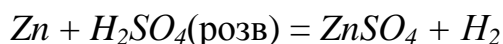


Проте це не означає, що витіснення буде обов'язково відбуватися у всіх випадках. Так, алюміній витісняє мідь з розчину хлориду міді (II) за рівнянням:



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-неокиснювачів (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:

$$\varphi = \frac{\varphi_{Me^{x+}/Me^0}^0 + \frac{RT}{xF} \ln[Ox]}{Red}$$

або

$$\varphi = \varphi_{Me^{x+}/Me^0}^0 + \frac{0.059}{x} \lg C,$$

де φ^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);

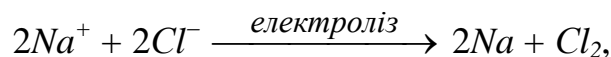
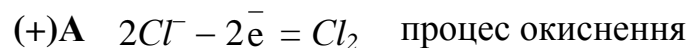
$[Ox]$, $[Red]$ – відносна окиснена і відновлена активність речовини;

x – кількість відданих або приєднаних електронів.

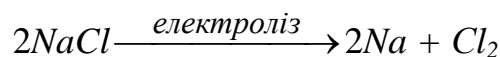
7.2 Електроліз розчинів і розплавів

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 $801\text{ }^{\circ}C$).

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



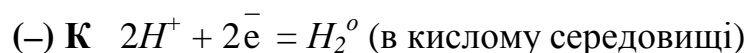
або



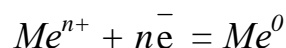
Над стрілкою вказують, що процес відбувається при пропусканні електричного струму.

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



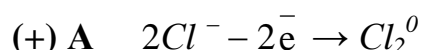
Якщо в розчині знаходяться катіони декількох металів, під час електролізу першими відновлюються катіони металу, який має більші значення електродного потенціалу. Наприклад, розчин містить: Cu^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ під час електролізу першою буде виділятися ртуть, другим – срібло і останньою – мідь.

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

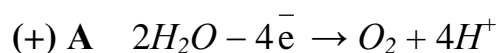
Інертні аноди не беруть участі в електрохімічних процесах і є хімічностійкими щодо розчину електроліту та продуктів електролізу солей активних металів (у РСЕР до алюмінію), тому електроди, виготовлені з цих самих металів, не будуть хімічно руйнуватися у водних розчинах електролітів.

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

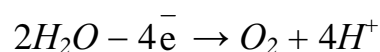
- окиснення аніонів безкисневих кислот (HCl , HBr , HI , HCN , $HSCN$, H_2S та інші):



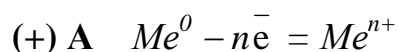
- виділяється O_2 , якщо аніони мають Оксиген (SO_4^{2-} ; NO_3^- ; PO_4^{3-} та ін.):



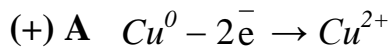
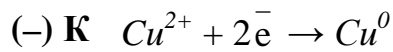
З такими аніонами кисневих кислот, крім особливих випадків, ніяких перетворень не відбувається. Таким чином, при наявності у розчині або розплаві кількох видів аніонів у першу чергу розряджаються ті аніони, які мають менше значення потенціалу.



Потенціал процесу дорівнює 1,23 В (це стандартний потенціал кисневого електроду). У випадку розчинного аноду відбувається розчинення металу, з якого виготовлено анод, якщо ϕ° 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:

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

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

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

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

I – сила струму, А;

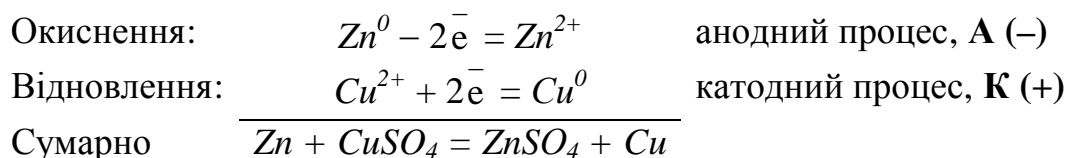
t – тривалість електролізу, с.

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 ($M_{екв}(P)/F$). Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу маси різних речовин, які пропорційні їх молярним масам еквівалентів.

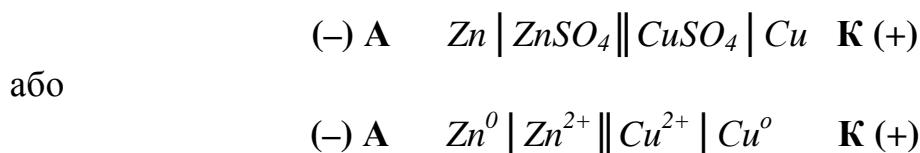
7.3 Гальванічний елемент

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 (KNO_3 , KCl). Якщо пластинки Zn і Cu з'єднати дротом, від цинку до міді піде електричний струм, тобто починають рухатися електрони, тому що цинк накопичує більше електронів при встановленні рівноваги Me/Me^{n+} .

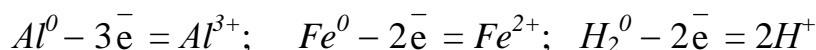


Таким чином, у процесі роботи гальванічного елемента атоми металу анода віддають свої електрони та у вигляді катіонів переходять у розчин (анод розчиняється). Електрони по зовнішньому ланцюгу перетікають на катод, де на межі поділу приєднуються до катіонів міді, що містяться у приелектродному просторі, тобто на катоді осаджується металева мідь. Отже, маса анода (Zn) при роботі гальванічного елемента зменшується, а маса катода – збільшується. Робота гальванічного елемента може бути відображена схемою:

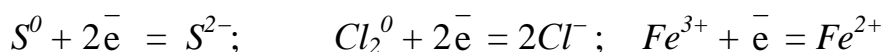


Електрод, на якому відбувається окиснення, називають анодом, а електрод, на якому відбувається відновлення – катодом, або металевий електрод з більш позитивним потенціалом є *катодом*, а з більш негативним – *анодом*.

Окисненням умовно називається процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном, ці частинки – відновники, під час реакції вони окиснюються, 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:

$$\varphi = \varphi^\circ(\text{катода}) - \varphi^\circ(\text{анода}),$$

тоді у випадку мідно-цинкового гальванічного елемента, якщо: $\varphi^\circ(Zn^{2+}/Zn^0) = -0,76\text{В}$; $\varphi^\circ(Cu^{2+}/Cu^0) = +0,34\text{В}$, то:

$$\varphi_{z.e.} = \varphi^\circ(Cu^{2+}/Cu^0) - \varphi^\circ(Zn^{2+}/Zn^0) = +0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

В таких випадках потенціал окиснювача більший, ніж потенціал відновника, тобто розглянуті окисно-відновні реакції перебігатимуть довільно, але тільки у вказаному напрямку, а складені гальванічні елементи генеруватимуть електроенергію.

Напруга електрохімічної системи пов'язана зі зміною енергії Гіббса:

$$\Delta G^0 = -n F \varphi_{(z.e.)},$$

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

Негативне значення енергії Гіббса підтверджує напрямок довільного перебігання електродних реакцій.

Для елемента Якобі розрахуємо:

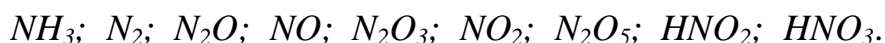
$$\Delta G^0 = -2 \cdot 96494 \cdot 1,1 = -212286,8 \text{ Дж/моль} = -212,3 \text{ кДж/моль}$$

Подібні процеси, де внаслідок самодовільного перебігу електрохімічної реакції при замиканні зовнішнього ланцюга в системі

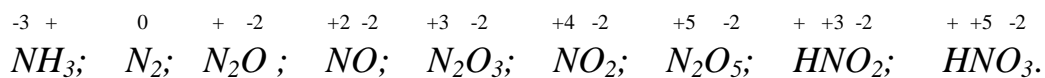
виникає електричний струм, мають місце у роботі макро- та мікрогальванічних елементів, які виникають у процесі корозії металів.

7.4 Приклади розв'язування задач до тем 6-7

Приклад 1. 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:

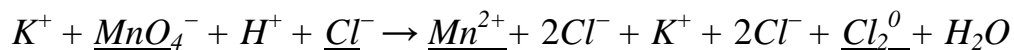


Тому Нітроген у вищому ступені окиснення (+5) в N_2O_5 ; HNO_3 є тільки окисником. У випадку NH_3 Нітроген може бути в реакції тільки відновником, а в інших – окисником і відновником, в залежності від умов протікання реакції.

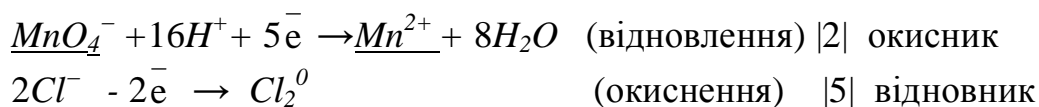
Приклад 2. Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакцій методом йонно-електронного балансу:



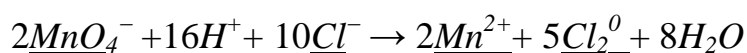
Розв'язання. Запишемо рівняння в іонному вигляді та підкреслимо ті частинки, що безпосередньо беруть участь в окисно-відновних процесах:



Складаємо рівняння напівреакцій окиснення і відновлення:



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

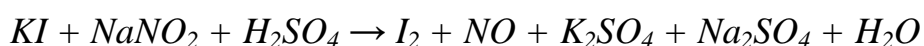


Перевіримо кількість кожного елемента до і після реакції:



Приклад 3. Методом електронно-йонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в кислому середовищі та молярні маси еквівалентів окисника та відновника. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.



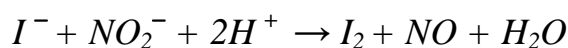
Розв'язання.

1) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



I_2 – проста речовина, NO – оксид, вони в розчині не дисоціюють, H_2O – дуже слабкий електроліт. Тому ці сполуки записуємо у вигляді молекул.

2) Записуємо спрощене рівняння: однакові йони незалежно від кількості не записуємо ні в лівій частині рівняння, ні в правій.



3) Визначаємо середовище. В лівій частині рівняння присутні йони водню H^+ – середовище кисле. В правій частині рівняння присутні молекули води – нейтральне середовище. Тобто реакція перебігає в кислому середовищі з утворенням нейтрального середовища. Допоміжні йони – йони водню H^+ .

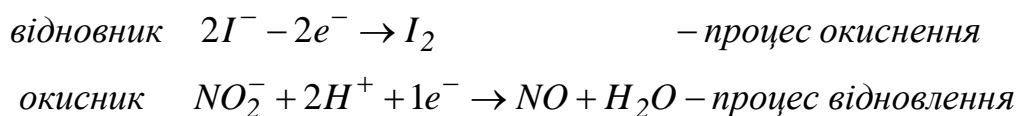
4) Записуємо схеми напівреакцій:



5) Визначаємо баланс атомів та йонів:



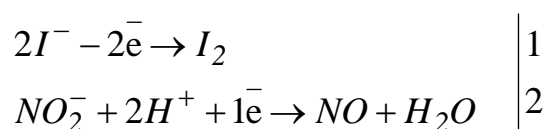
6) Визначаємо баланс зарядів в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища



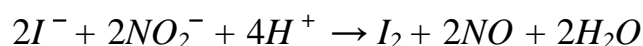
Йони йоду утворюють молекулу I_2 , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти $2I^-$, які втратять 2 електрони, тобто I^- – відновник.

Йон NO_2^- за допомогою двох йонів водню H^+ перетвориться в молекули NO та H_2O , прийнявши один електрон, тобто NO_2^- – окисник.

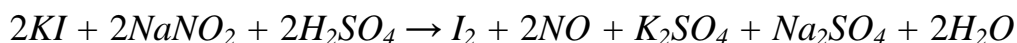
7) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ($2e^-$ та $1e^-$), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



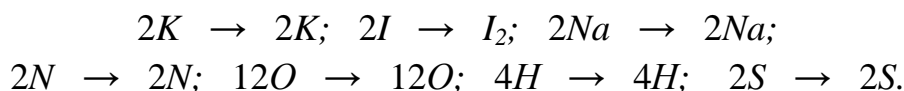
8) Підсумовуємо напівреакції з урахуванням коефіцієнтів



9) Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами



За законом збереження матерії перевіряємо кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частині рівняння



10) Визначаємо молярні маси еквівалентів окисника та відновника за формулою:

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

де $f_{екв}$ – фактор еквівалентності, $f_{екв} = \frac{1}{n}$;

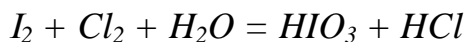
n – кількість електронів, що приймає участь в реакціях окиснення та відновлення.

$$M_{екв}(KI) = \frac{1}{2} \cdot 166 = 83 \text{ г/моль}$$

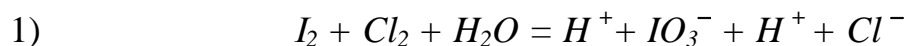
$$M_{екв}(NaNO_3) = 1 \cdot 69 = 69 \text{ г/моль}$$

Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати йонами I^- електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до йону NO_2^- – процес відновлення; йон I^- – відновник; йон NO_2^- – окисник. $M_{екв}(KI) = 83$ г/моль, $M_{екв}(NaNO_3) = 69$ г/моль.

Приклад 4. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

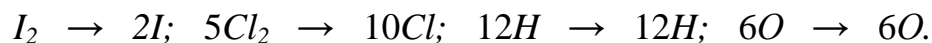
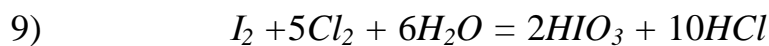
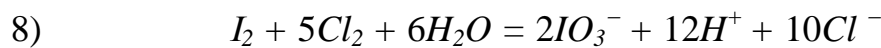
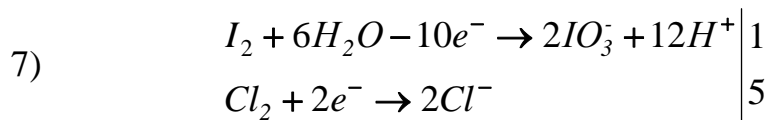
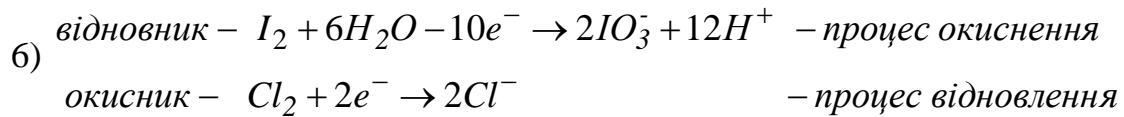
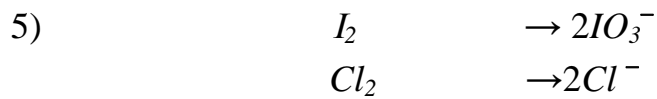
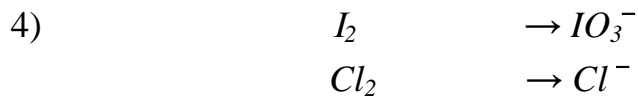


Розв'язок:



2) рівняння спрощувати не треба

3) нейтральне середовище перейде в кисле



$$10) \quad M_{екв}(I_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{10} \cdot 254 = 25,4 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(Cl_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 71 = 35,5 \text{ г/моль}$$

Відповідь: Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процеси окиснення, відновлення; окисник – Cl_2^0 , відновник – I_2^0 .
 $M_{екв}(I_2) = 25,4$ г/моль, $M_{екв}(Cl_2) = 35,5$ г/моль.

Приклад 5. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника



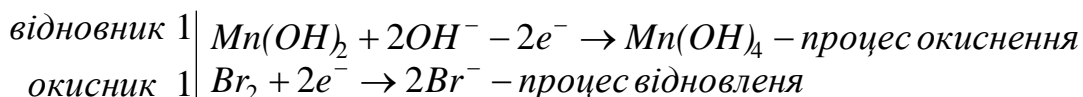
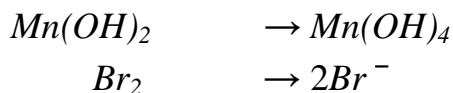
Розв'язок:



$Mn(OH)_2$, $Mn(OH)_4$ – слабкі електроліти, Br_2 – неелектроліт.



лужне середовище



$$M_{екв}(Mn(OH)_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 89 = 44,5 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(Br_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 160 = 80 \text{ г/моль}$$

Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник – Br_2 , відновник – $Mn(OH)_2$.
 $M_{екв}(Mn(OH)_2) = 44,5 \text{ г/моль}$, $M_{екв}(Br_2) = 80 \text{ г/моль}$

Приклад 6. Визначити послідовність процесів, які відбуваються при електролізі суміші водних розчинів солей. Розрахувати напругу розкладу для кожної стадії процесу.

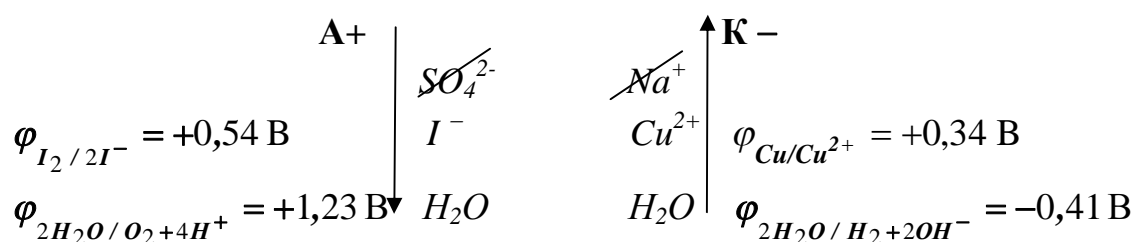
Відбувся електроліз розчину суміші солей NaI та $CuSO_4$. визначити послідовність процесів та напругу розкладу сполук.

Розв'язання.

Записуємо дисоціацію сполук



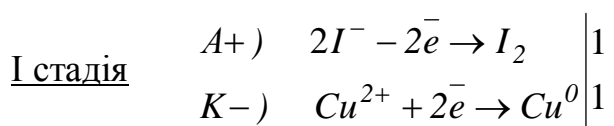
Вказуємо на схемі, які йони надходять до електродів та їх стандартні потенціали, а також потенціали води, бо йде електроліз водних розчинів



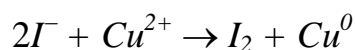
Спочатку на аноді окиснюються йони, молекули, стандартний потенціал яких найменший (\downarrow), а на катоді відновлюються йони, молекули з найбільшим потенціалом (\uparrow).

Спростуємо схему електролізу водних розчинів солей за рахунок сульфат-йонів на аноді (оксигенвмісні аніони не окиснюються на аноді в присутності води) та катіонів натрію (катіони лужних, лужноземельних металів та алюмінію не відновлюються із розчинів).

Тому

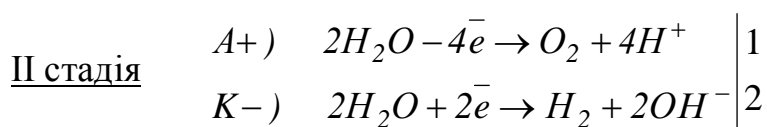


Сумарний процес:

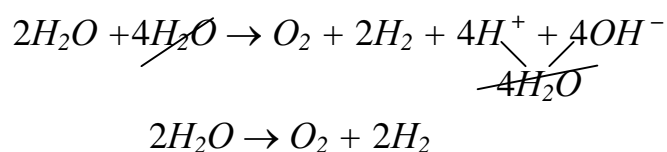


Розрахуємо напругу розкладу суміші солей

$$\begin{aligned} \mathcal{E} &= \varphi_{\text{анодного пр.}} - \varphi_{\text{катодного пр}} \\ \mathcal{E} &= 0,54 - (+0,34) = 0,20 \text{ В.} \end{aligned}$$



Сумарне рівняння:



$$\varepsilon = \varphi_{\text{анодного пр.}} - \varphi_{\text{катодного пр.}} = 1,23 - (-0,41) = 1,64 \text{ В.}$$

Відповідь: Послідовність процесів така:

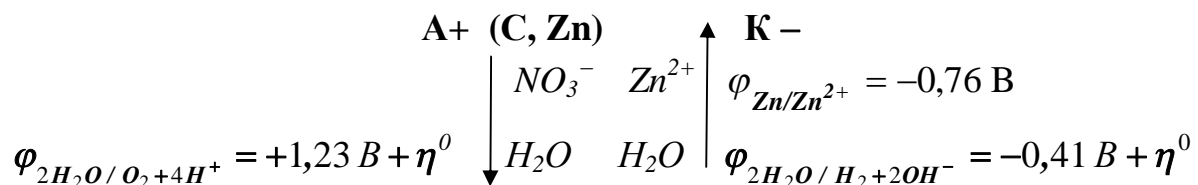
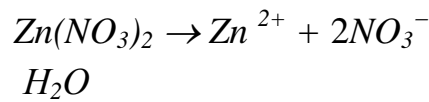
- а) на аноді окиснюються йони, молекули, потенціал яких найменший: 1) $2I^- \rightarrow I_2$; 2) $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+$; 3) йони SO_4^{2-} окиснюватися із водних розчинів не будуть.
- б) на катоді відновлюються йони, молекули, потенціал яких найбільший: 1) $Cu^{2+} \rightarrow Cu^0$; 2) $2H_2O \rightarrow H_2 + 2OH^-$;
3) йони Na^+ відновлюватися із водних розчинів не будуть.

Приклад 7. Визначити процеси, що відбуваються при електролізі на інертних та металевих електродах.

Скласти електронні рівняння процесів електролізу, що відбуваються при електролізі водного розчину нітрату цинку на

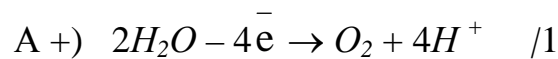
- а) вугільному аноді; б) на цинковому аноді.

Розв'язання.

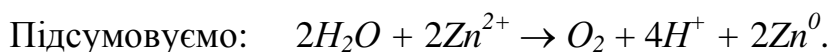
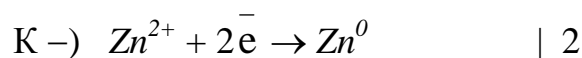


Оскільки кисневовмісні йони (NO_3^-) на аноді не окиснюються, то

а) на **вугільному аноді**

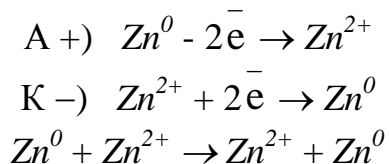


На катоді відновлюється йон Zn^{2+} , оскільки його потенціал більший ніж у молекул води з перенапругою



Молекулярне рівняння: $2H_2O + 2Zn(NO_3)_2 = O_2 + 4HNO_3 + 2Zn$

б) *на цинковому аноді* слід враховувати потенціал Zn , який найменший ніж у води. Тому



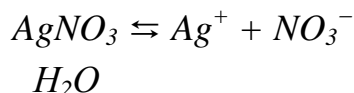
Відповідь: а) на інертному (вугільному) аноді йде окиснення води до кисню. На катоді відновлюється йон Zn^{2+} .

б) на цинковому аноді відбувається розчинення цинку (металу з домішками) й на катоді йде рафінування цього металу. Всі домішки з $\varphi^0 > \varphi_{Zn}$ осідають в електролітичній ванні в вигляді шламу, що окупає витрати всього процесу.

Приклад 8. Визначити які речовини та в якій кількості виділяються на електродах при електролізі.

Визначити які речовини та в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі водного розчину нітрату срібла за 2,5 години при силі струму $I = 6 \text{ А}$.

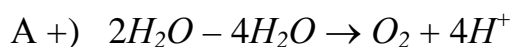
Розв'язання.



На аноді А+) NO_3^-, H_2O

$$\varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} = +1,23 \text{ В} + \eta^0$$

На аноді окиснюються молекули води, оскільки оксигенвмісні йони NO_3^- не окиснюються з водних розчинів.



За законом Фарадея визначаємо об'єм та масу речовин.

На аноді:

а) об'єм кисню

$$V_{O_2} = \frac{V_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 3,13 \text{ л}$$

$$V_{екв}(O_2) = f_{екв} \cdot V_m = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л/моль};$$

Якщо час беремо в годинах, то $F = 26,8 \text{ А} \cdot \text{год/моль}$.

б) масу кисню

$$m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{8 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 4,48 \text{ г}$$

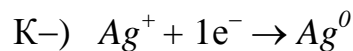
$$M_{екв}(O_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ г/моль}$$

На катоді

К-) Ag^+, H_2O

$$\varphi_{Ag^0 / Ag^+} = +0,80 \text{ В} \quad \varphi_{2H_2O / H_2 + 2OH^-} = -0,41 \text{ В} + \eta^0$$

На катоді відновлюється йони з більшим стандартним електродним потенціалом – Ag^+ .



Рахуємо масу срібла, яке виділилось за 2,5 години при силі струму $I = 6 \text{ А}$.

$$m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{108 \cdot 6 \cdot 9000}{96500} = 60,5 \text{ г}.$$

При $t = 2,5 \cdot 60 \cdot 60 = 9000 \text{ с}$; $F = 96500 \text{ Кл (А} \cdot \text{с/моль)}$.

$$M_{екв}(Ag) = f_{екв} \cdot M = 1 \cdot 108 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: на аноді виділилось 3,13 л кисню, а на катоді 60,5 г срібла.

Приклад 9. Написати схему процесу електролізу розплаву сульфїду калїю.

Розв'язання:

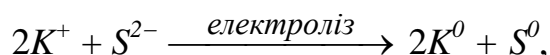
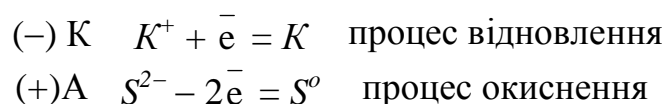
Електроліз – сукупність фізико-хімічних процесів, які відбуваються під впливом постійного електричного струму в електролізері, який має два

електроди та електроліт. У розчинах і розплавах електроліти дисоційовані на йони, які безладно рухаються.

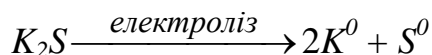
Якщо у такий електроліт занурити два електроди та з'єднати їх з джерелом постійного струму, рух йонів стане напрямленим: позитивні йони будуть рухатися до катода, негативні – до анода. Ланцюг замкнеться, крізь розчин піде електричний струм.

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 сульфїду калію.

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



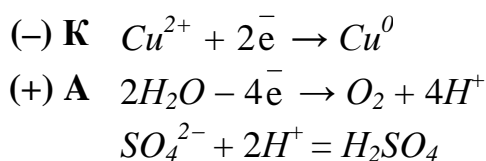
або



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

Приклад 10. Написати схему електролізу розчину сульфату міді, розрахувати за законом Фарадея утворенні продукти процесу (вихід 100%), якщо сила струму 2 А, 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_2 ; Cu ; H_2SO_4 . Кількісні характеристики електрохімічних процесів описуються законами Фарадея, математичний вираз якого:

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

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

$M_{екв}(P)$ – 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 ($M_{екв}(P)/F$). Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу маси різних речовин, які пропорційні їх молярним масам еквівалентів.

$$m(Cu) = \frac{63,5 \cdot \frac{1}{2} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 4,74 \text{ г},$$

$$V(O_2) = \frac{22,4 \cdot \frac{1}{4} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 0,84 \text{ л},$$

$$m(H_2SO_4) = \frac{98 \cdot \frac{1}{2} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 7,3 \text{ г}.$$

Приклад 11. Визначити величину електродного потенціалу металу в розчині його солі: $Cr/Cr(NO_3)_2$, $C_M(Cr(NO_3)_2) = 0,05$ моль/дм³.

Розв'язання:

Із таблиці стандартних електродних потенціалів знаходимо значення $\varphi^0_{Cr/Cr^{2+}} = -0,91$ В.

За рівнянням Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

визначаємо потенціал хрому в 0,05 М розчині його солі:

$$\varphi = -0,91 + \frac{0,059}{2} \lg 0,05 = -0,91 + 0,0295 \cdot (-1,3) = -1,264 \text{ В}$$

Концентрацію солі $C_M = 0,05$ моль/дм³ переводимо в степений вигляд та визначаємо логарифм

$$C_M = 0,05 \text{ моль/дм}^3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

$$\lg 5 \cdot 10^{-2} = \lg 5 + \lg 10^{-2} = 0,7 + (-2) = -1,3$$

Відповідь: електродний потенціал хрому в 0,05 М розчині його солі становить $\varphi_{Cr/Cr^{2+}} = -0,288 \text{ В}$.

Приклад 12. В наведеній схемі гальванічного елемента визначити анод та катод; записати рівняння електродних процесів, визначити напругу (ε ($\Delta\varphi$)) елемента, величину його роботи.

Скласти рівняння процесів, що відбуваються при роботі Cd–Ni гальванічного елемента та визначити його напругу:



Розв'язання:

1. З таблиці стандартних електродних потенціалів знаходимо стандартні потенціали Cd та Ni

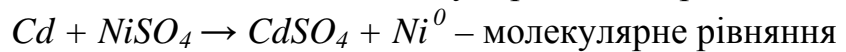
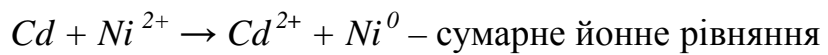
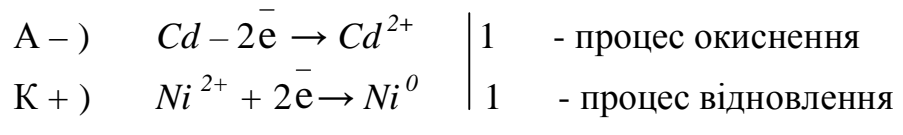
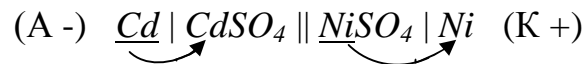
$$(A -) \quad Cd | CdSO_4 || NiSO_4 | Ni \quad (K +)$$

$$\varphi^0_{Cd/Cd^{2+}} = -0,40 \text{ В} \quad \varphi^0_{Ni/Ni^{2+}} = -0,25 \text{ В}$$

та визначаємо анод – систему з найменшим потенціалом (Cd) та систему з найбільшим потенціалом – катод (Ni). Робимо ці позначки на схемі гальванічного елемента.

2. При роботі гальванічного елемента відбуваються наступні процеси:

Cd – анод, окиснюється – з основного стану перейде у розчин у вигляді йону Cd^{2+} ; на катоді – позитивний йон із розчину Ni^{2+} відновиться та перейде на металевий катод – Ni^0 .



Напруга ε (ЕРС) завжди позитивна та визначається за формулою

$$\varepsilon (EPC) = \varphi_{\text{катодного процесу}} - \varphi_{\text{анодного процесу}}$$

$$\varepsilon = -0,25 - (-0,40) = 0,15 \text{ В.}$$

Зміну вільної енергії Гіббса визначаємо за формулою:

$$\Delta G = -n \cdot \Delta \varphi \cdot F$$

$$\Delta G = -2 \cdot 0,15 \cdot 96484 = -28945,2 \text{ Дж/моль} = -28,95 \text{ кДж/моль}$$

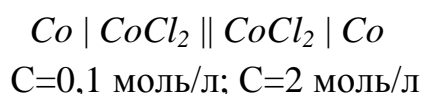
тобто процес самовільний (бо $\Delta G < 0$).

Робота гальванічного елемента становить

$$A = -\Delta G = 28,95 \text{ кДж/моль}$$

Відповідь: Cd – анод окиснюється, йони Ni^{2+} – відновлюються. Напруга $Cd-Ni$ гальванічного елемента становить 0,15 В, робота гальванічного елемента дорівнює ≈ 29 кДж/моль.

Приклад 13. В якому напрямку будуть перебігати електрони по зовнішньому колу в гальванічному елементі при нестандартних умовах



Визначити напругу цього елемента.

Розв'язання:

1. Знаходимо стандартний електродний потенціал:

$$\text{Co} - \varphi^0_{\text{Co}/\text{Co}^{2+}} = -0,28 \text{ В.}$$

2. За рівнянням Нернста визначаємо електродні потенціали за нестандартними умовами:

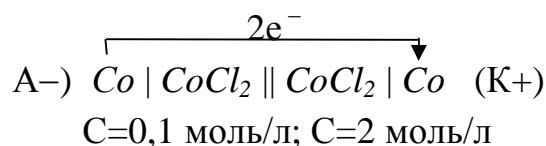
$$\varphi_1 = -0,28 + \frac{0,059}{2}(-1) = -0,28 + (-0,03) = -0,31 \text{ В.}$$

$$\lg 0,1 = \lg 10^{-1} = -1$$

$$\varphi_2 = -0,28 + \frac{0,059}{2}(+0,3) = -0,28 + 0,009 = -0,271 \text{ В.}$$

$$\lg 2 = 0,3$$

3. Система з меншим потенціалом ($\varphi_1 = -0,31 \text{ В}$; $C = 10^{-1} \text{ М}$) стане анодом, а система з більшим потенціалом ($\varphi_2 = -0,271 \text{ В}$; $C = 2 \text{ М}$) стане катодом.



Електрони по зовнішньому колу перебігають від анода (А -) до катода (К +).

4. Напруга цього гальванічного елемента дорівнює

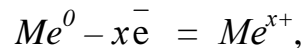
$$\Delta\varphi (\varepsilon, \text{EPC}) = \varphi_{\text{катодного процесу}} - \varphi_{\text{анодного процесу}}$$

$$\Delta\varphi (\varepsilon, EPC) = -0,271 - (-0,31) = 0,039 \text{ В}$$

Відповідь: електрони перебігають від Co зануреного в розчин солі з $C_{Co^{2+}} = 0,1$ моль/л (А –) до Co , зануреного в розчин з $C_{Co^{2+}} = 2$ моль/л (К +). Напруга елемента становить 0,039 В.

8 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: $Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ (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.

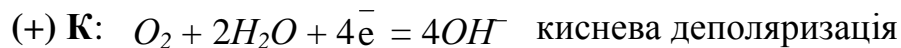
Електрохімічна корозія – це руйнування металу, що знаходиться в контакті з іншим металом і електролітом або водою. На поверхні будь-якого металу на повітрі конденсується вода, в якій розчинено атмосферні гази, тобто утворюється розчин електроліту.

Якщо метал містить домішки або стикається з іншим металом, виникає мікро-, або макрогальванічна пара і починається електрохімічна корозія. Чисті метали не зазнають такого процесу, але причиною корозії буде різна аерація поверхні.

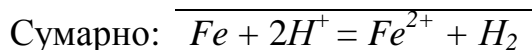
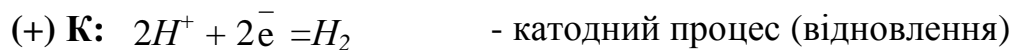
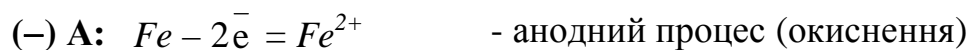
При електрохімічній корозії поряд з хімічними процесами (відщеплення електронів) відбуваються й електричні (перенесення електронів від однієї ділянки до іншої). Наприклад, при взаємодії металу з молекулами води корозійного середовища – відбуваються два процеси:

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

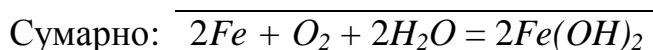
Як правило, окисниками будуть H^+ (кисле середовище) або розчинений у воді кисень O_2 , тобто:



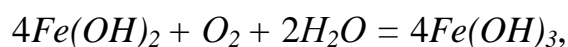
Ділянки поверхні металу, на яких відбуваються процеси окиснення і відновлення, називаються відповідно анодними й катодними. Розглянемо, як приклад електрохімічної корозії, реакції під час корозії заліза, де катодами є частки з більшими значеннями електродного потенціалу (наприклад карбіди заліза). Якщо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



В нейтральному або лужному середовищі маємо:

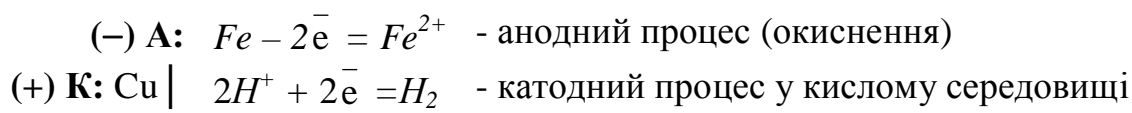


$Fe(OH)_2$ – гідроксид феруму (II), що утворився, легко окиснюється киснем повітря, тобто відбувається процес:

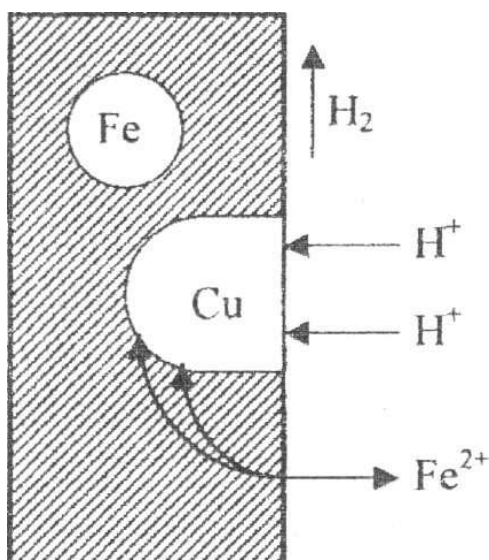


це відбувається утворення продуктів корозії заліза – *бура іржа* – це суміш гідроксидів феруму (II) і феруму (III), а також продуктів їх розкладу і взаємодії з CO_2 та іншими речовинами з навколишнього середовища.

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.

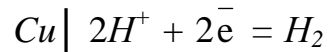


Метал з більш негативним потенціалом руйнується – його йони переходять у розчин, а електрони переходять до менш активного металу, де і відбувається відновлення йонів водню (воднева деполяризація) або відновлення розчиненого у воді кисню (киснева деполяризація).



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.

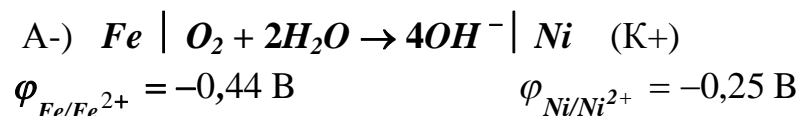
8.1 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів при атмосферній корозії, якщо існує контакт двох металів Fe – Ni.

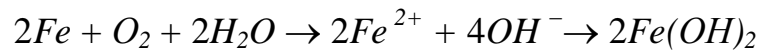
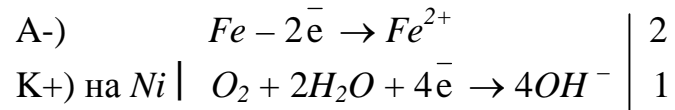
Розв'язання.

При атмосферній корозії окисник кисень, тому можна записати схему гальванічного елемента, який виникає при контакті металів



Випишемо стандартні електродні потенціали металів та визначимо анод (менша величина) та катод.

Записуємо електродні процеси



продукт корозії

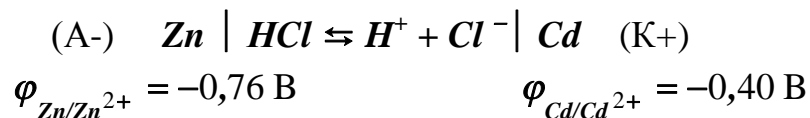
Відповідь: На нікелі відбувається киснева деполяризація, тобто він не окиснюється, а окиснюється метал на аноді – *Fe*.

Приклад 2.

У розчин хлороводневої кислоти занурена пара металів *Zn – Cd*. Вказати, який метал є анодом та скласти рівняння процесів, які відбуваються на електродах.

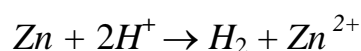
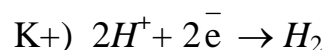
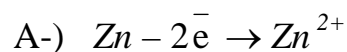
Розв'язання.

Записуємо схему гальванічного елемента, який виникає при контактній корозії:



Випишемо значення електродних потенціалів та визначимо анод (*Zn*) та катод (*Cd*).

Записуємо електродні процеси:



Молекулярне рівняння: $Zn + 2HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$

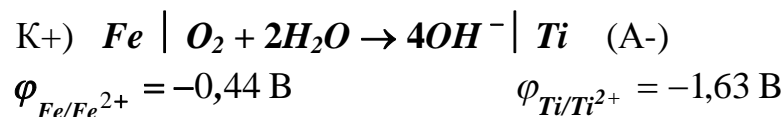
Відповідь: на аноді окиснюється більш активний метал – Zn, на кадмії відбувається воднева поляризація і він не окиснюється, а окиснюються йони водню хлороводнової кислоти.

Приклад 3.

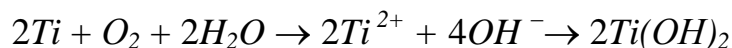
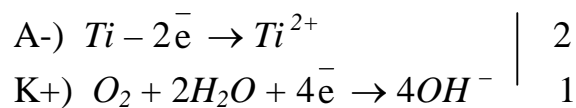
За допомогою електронних рівнянь **пояснити сутність протекторного захисту** та з'ясувати, **який метал** в парі залізо-титан **буде протектором**.

Розв'язання:

Записуємо схему гальванічного елементу, яка виникає при контакті заліза з титаном:



Знаходимо електродні потенціали металів та визначаємо анод (Ti) та катод (Fe). Записуємо електродні процеси:



Відповідь: Залізо вкрито титаном, більш активним металом. Анод (Ti) окиснюється – руйнується. Це анодне покриття, яке захищає основний метал (Fe), зветься **протекторним**, а **Ti є протектором**.

Приклад 4. 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 деполаризація) або відновлення розчиненого у воді кисню (киснева деполаризація).

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 pH), чим більший вміст в ньому окисників, тим швидше відбувається корозія.

Порівняємо стандартні електродні потенціали металів: $\varphi^0_{(Fe/Fe^{2+})} = -0,44В$; $\varphi^0_{(Sn/Sn^{2+})} = -0,136В$. 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

9 ГЕТЕРОГЕННІ КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ, ЇХНІ ВИДИ ТА ВЛАСТИВОСТІ

9.1 Загальні положення, необхідні попередні знання та навички

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.

Дисперсно-колоїдні системи (ДКС) – це мікрогетерогенні системи, які складають з дисперсійного середовища (розчинника) та дисперсної фази (розчиненої речовини), які мають розміри частинок $10^{-7} - 10^{-9}$ 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} м, то така система називається грубодисперсною. 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:

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

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).

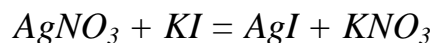
Дисперсно-колоїдні системи мають великий запас поверхневої енергії, тобто високий термодинамічний потенціал. Саме тому, згідно другому закону термодинаміки, такі системи здатні до скорочення площі питомої поверхні розділу фаз. Тому колоїдні системи мають здатність до коагуляції або самодовільного злипання (або 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 не самодовільним способом (шляхом подрібнення дисперсної фази або розчиненої речовини) або самодовільним 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 **ядра** 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 **агрегату** притягуються іони з протилежним зарядом або **протийони**, 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

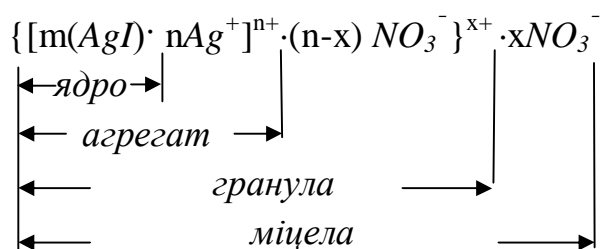
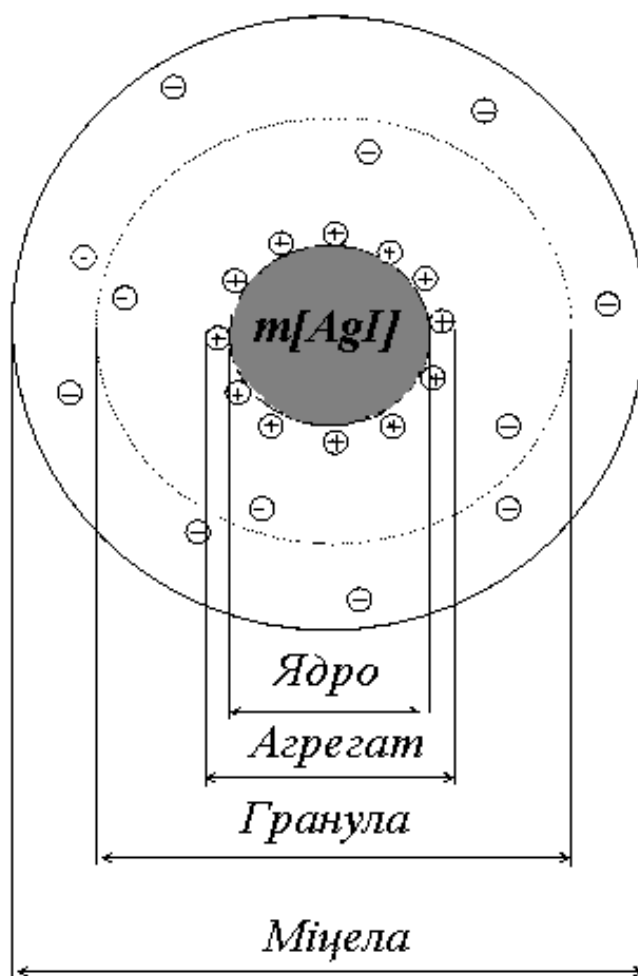
формулу **гранули** або колоїдної часточки можна записати в такому вигляді:

$(mAgI)$ – ядро міцели гідрозоля йодиду срібла;

$[(m AgI) \cdot nAg^+]^{n+}$ – агрегат

$[(mAgI) \cdot nAg^+ \cdot (n-x)NO_3^-]^{x+}$ – гранула

$\{[(m AgI) \cdot n Ag^+ \cdot (n-x)NO_3^-]^{x+} \cdot xNO_3^-\}^0$ – міцела



Середній електричний заряд x гранул дорівнює алгебраїчній сумі електричних зарядів потенціал-визначальних йонів і протийонів, що входять до складу колоїдних часточок: $x = n - (n-x)$.

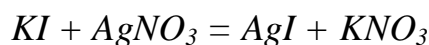
У формулі міцели m – число молекул йодиду срібла AgI , що входять до складу ядра, n – число потенціал-визначальних або зарядоутворюючих йонів срібла Ag^+ . Як правило m значно більше n . Загальне число протийонів n , але частина з них $(n-x)$ входить в адсорбційний шар Гельмгольца і знаходиться поблизу ядра, а інша частина протийонів складає дифузійний шар протийонів 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 протийонів NO_3^- залишається в розчині і має здатність вільно рухатися, яка утворює на поверхні гранули дифузійний шар протийонів. Разом з протийонами дифузійного шару 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 протийони адсорбційного шару), а також з протийонів 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;

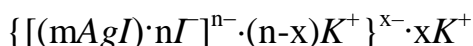
$[(mAgI) \cdot n I^-]^{n-}$ – агрегат

$[(mAgI) \cdot n I^- \cdot (n-x) K^+]^{x-}$ – гранула

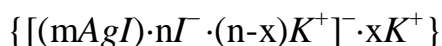
$\{[(mAgI) \cdot n I^- \cdot (n-x) K^+]^{x-} \cdot x K^+\}^0$ – міцела

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 протийони $(n-x)K^+$, 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 становленні рівноваги в системі. Ця різниця потенціалів називається *електрокінетичним дзета-потенціалом (ζ -потенціал) системи*. Чим більше значення ζ -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 – ζ -потенціал міцел системи ДКС, тим більше її колоїдна стійкість.

Електроліт, до складу якого входять йони, які адсорбуються на поверхні дисперсних часточок (потенціал визначальні йони), називається електролітом-стабілізатором.

9.2 *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 їм блакитно-жовтого забарвлення), хоча в прохідному світлі колоїдні розчини можуть виглядати прозорими. Також

явище розсіювання світла розчинами ДКС докладно досліджував Дж. Тиндаль (1868-1894), який спостерігав проходження світла крізь колоїдну систему у вигляді конусу на темному фоні (*ефект Тиндаля*).

Джерелом вторинних світлових хвиль, що обумовлюють виникнення розсіяного світла, згідно теорії Дж. Релея (1889-1894), є індуктовані 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 світлопоглинання, яке пропорційне концентрації колоїдного розчину. Відповідно до рівняння закону Ламберта-Бера:

$$I_n = I_0 \cdot e^{-k \cdot c \cdot l}$$

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.

Згідно правилу Панета-Фаянса на поверхні ядра в першу чергу адсорбуються з навколишнього розчину електроліту йони, які є в значній кількості (взято у надлишку) і які є спорідненими із ядром. На них потім

нашаровуються протийони адсорбційного шару, але їх кількість недостатня, щоб повністю нейтралізувати заряд агрегату. Тому гранула має такий же заряд як і потенціал-визначальні йони.

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 противоіонів і заряд гранули є нейтральним і повністю скомпенсованим (кількість протийонів 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 тяжіння між частинками, які стикаються одна з одною (наприклад, внаслідок броунівського руху), більші за сили взаємного відштовхування, то відбувається з'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 і дисперсно-колоїдну систему вводити велику кількість електроліту, то відбувається збільшення кількості противоіонів в адсорбційному шарі ДКС. Це спричиняє за собою зменшення середнього електричного заряду колоїдних часточок і відповідне зниження електрокінетичного ζ -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, які можна об'єднати таким чином:

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* (γ).
2. Коагулюючу дію призводить не весь електроліт, а тільки його йон, який має заряд, однойменний із зарядом протийонів 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 (γ – найменший поріг коагуляції), чим 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 ζ -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, зворотній коагуляції, називають *пептизацією*. Пептизація має місце при промиванні осадів водою. При цьому йони електроліту-коагулятора вимиваються, частинки осаду знову здобувають 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 викладає в системі коагуляцію, називається *порогом коагуляції* γ або критичною концентрацією електроліту, яка визначається за формулою:

$$C_{кр} = \frac{C \cdot V_{ел} \cdot 1000}{V_{ел} + V_з},$$

де $C_{кр}$ – молярна концентрація еквівалента електроліту, ммоль/дм³;

$V_{ел}$; $V_з$ – відповідно об'єм електроліту та об'єм золю, дм³.

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;

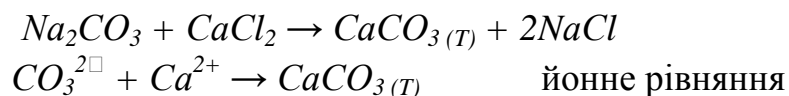
z – заряд йонів коагуляторів;

k – коефіцієнт, який залежить від фізичних властивостей фаз системи.

9.3 Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Записати схему будови колоїдних частинок CaCO_3 зі стабілізатором Na_2CO_3 .

а) Нехай до розчину Na_2CO_3 краплями додають розчин CaCl_2 . Отже, Na_2CO_3 , взятий у надлишку, є стабілізатором. При цьому відбувається така хімічна реакція:



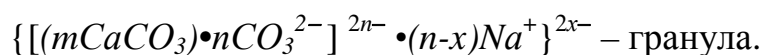
Пишемо умовну хімічну формулу міцели: спочатку треба виділити три основні частини: *ядро, адсорбційний і дифузний шари йонів.*

Основу колоїдних частинок золю складають молекули (мікрокристали) малорозчинного CaCO_3 (m), сукупність яких (m молекул) утворює *ядро: ($m\text{CaCO}_3$).*

На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну ґратку твердої фази. Це *потенціалвизначальні йони (ПВЙ)*. Якщо реакція відбувається за надлишку Na_2CO_3 , то на поверхні агрегату виникає негативно заряджений шар з n йонів CO_3^{2-} (потенціалвизначальні йони). Агрегат з ПВЙ, які увійшли до його складу, називають *агрегатом*:

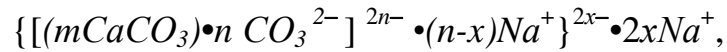


Під дією електростатичних сил до поверхні агрегату притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (у даному випадку, Na^+), які називають *протийонами*. Частина протийонів $(n-x)\text{Na}^+$, утворює *адсорбційний шар* протийонів. Агрегат разом з адсорбційним шаром протийонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:



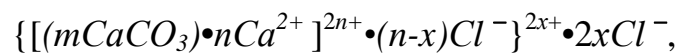
Решта x протийонів Na^+ , яка необхідна для повної компенсації утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні агрегату, тобто сумарному заряду

потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому зручно представляти у вигляді формули. У наведеному прикладі, коли стабілізатором є Na_2CO_3 , гранула має позитивний заряд і будова міцели має такий вигляд:



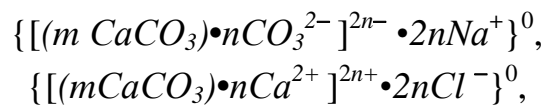
б) Схема будови колоїдних частинок з іншим стабілізатором.

Якщо стабілізатором цього золю є $CaCl_2$, то одержимо золь $CaCO_3$ з позитивним зарядом гранули:

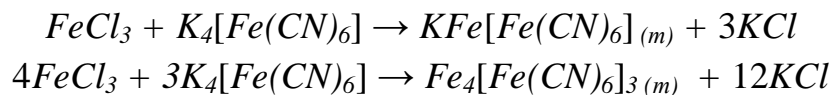


Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул.

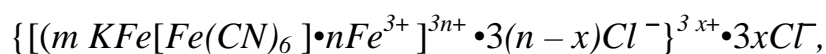
в) Міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, якщо концентрації електролітів рівні:



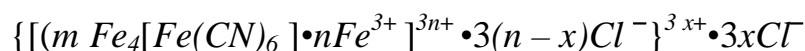
Приклад 2. Золь берлінської блакиті одержують в результаті реакції між розчинами солі $FeCl_3$ і калій гексаціаноферату (II) (жовтої кров'яної солі):



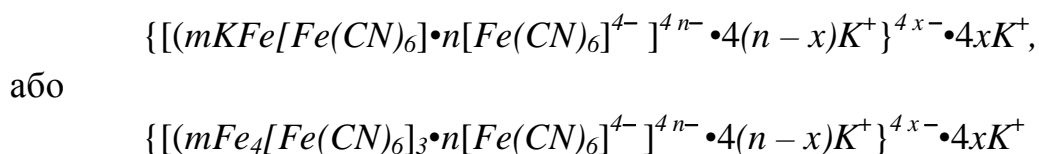
а) Стабілізатор – $FeCl_3$. За рахунок адсорбції на ядрі йонів Fe^{3+} гранули мають позитивний заряд. Будова міцели:



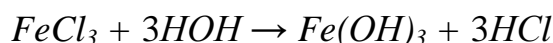
або



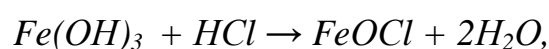
б) Стабілізатор – $K_4[Fe(CN)_6]$. Будова міцели, гранули якої мають негативний заряд, має такий вигляд :



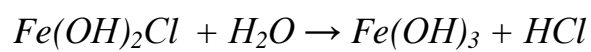
Приклад 3. Реакцією гідролізу одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. Наприклад, у гарячій воді гідроліз $FeCl_3$ відбувається до кінця:



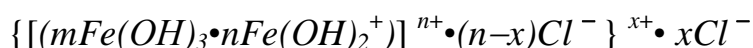
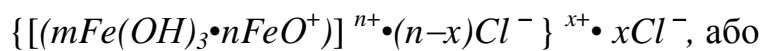
Утворення осаду не спостерігається. Під час перебігу допоміжної реакції



або з урахуванням III ступеня гідролізу

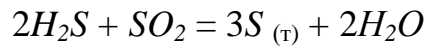
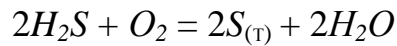


Утворюється електроліт $FeOCl$ або $Fe(OH)_2Cl$, який виконує функцію стабілізатора, будова міцели може бути такою:

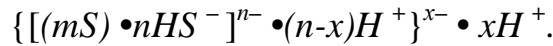


Приклад 4. Окисно-відновні реакції лежать в основі одержання золів сірки, благородних металів, манган діоксиду тощо.

1) *Золь сірки* можна одержати за реакцією окиснення гідроген сульфід (сірководню) (взятим у надлишку) одним з окисників (нітратна кислота, кисень, сульфур діоксид та ін.):

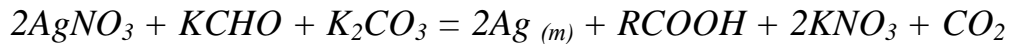


Будова міцели золю сірки:



2) Золі благородних металів (срібла, золота) можна одержати відновленням їх солей у лужному середовищі карбонатів розчинами таніну, альдегідів (формальдегіду) за такими схемами :

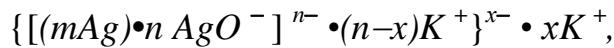
а) золь срібла (жовто-коричневого кольору)



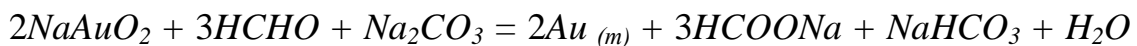
Рівняння реакції утворення стабілізатора $KAgO$:



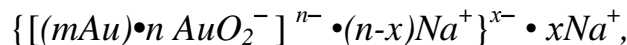
Будова міцели:



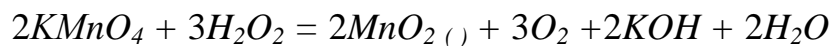
б) золь золота (червоного кольору)



У надлишку беруть $NaAuO_2$ (стабілізатор), будова міцели:



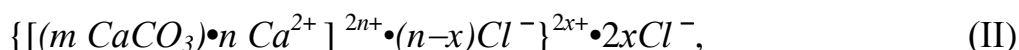
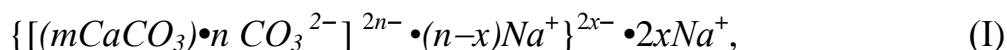
в) золь манган діоксиду (червоно-коричневого кольору), у надлишку $KMnO_4$



Будова міцели : $\{[(mMnO_2) \cdot n MnO_4^-]^{n-} \cdot (n-x)K^+\}^{x-} \cdot xK^+$

Приклад 5. До золю (приклад 1) вкажіть, які йони електролітів будуть викликати коагуляцію і де поріг коагуляції менший.

Записуємо умовну хімічну формулу міцел:



а) Кагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той йон, знак якого протилежний до заряду гранули. Для (I)– це катіони, для (II)– аніони.

б) Коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд. Найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядні йони-коагулятори. Для (I) міцели:

$$C_{\text{пор}}(K^+) > C_{\text{пор}}(Ca^{2+}) > C_{\text{пор}}(Al^{3+}),$$

солі алюмінію будуть мати меншій поріг коагуляції: $AlCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, $Al(NO_3)_3$.

Для (II) міцели:

$$C_{\text{пор}}(Cl^-) > C_{\text{пор}}(SO_4^{2-}) > C_{\text{пор}}(PO_4^{3-}),$$

це фосфати Na_3PO_4 , $[Fe(CN)_6]^{4-}$ - гексоціаноферат(II), $[Fe(CN)_6]^{3-}$ - гексоціаноферат(III) – комплексні аніони тощо, а значення порогів коагуляції для 1-, 2-, 3-зарядних йонів відносяться як:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

Приклад 6. В задачі необхідно визначити питому та загальну площі поверхні подрібнених частинок золю золота.

Обчислити питому поверхню частинок золю золота, який отримали в результаті диспергування (подрібнення) 0,5 г золота на частки кулястої форми діаметром $7,0 \cdot 10^{-9}$ м, густина золота $\rho = 19320$ кг/м³.

Розв'язання: Під питомою поверхнею роздрібнених частинок речовини $S_{уд}$ розуміють сумарну площу поверхні всіх часточок речовини, загальний обсяг яких становить $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$. Питома поверхня $S_{уд}$ дорівнює відношенню площі поверхні подрібнених частинок S до об'єму подрібненої речовини V :

$$S_{уд} = \frac{S}{V},$$

так як дисперсні частинки мають кулясту форму:

$$S_{уд} = \frac{3}{r} \quad \text{або} \quad S_{уд} = \frac{6}{D},$$

де r – радіус сферичних частинок;

D – діаметр кулястої частинки.

Надалі можна визначити об'єм, який займає 0,5 г золота:

$$V = \frac{0,5 \cdot 10^{-3}}{19320} \text{ м}^3 = 2,58 \cdot 10^{-8} \text{ м}^3.$$

Питома поверхня подрібнених сферичних частинок золота дорівнює:

$$S_{уд} = \frac{3}{3,5 \cdot 10^{-9}} \text{ м}^{-1} = 0,86 \cdot 10^9 \text{ м}^{-1}$$

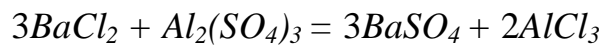
Потім знаходимо загальну площу поверхні часточок золю золота:

$$S \cdot S_{уд} V = 0,86 \cdot 10^9 \cdot 2,58 \cdot 10^{-8} = 2,22 \text{ м}^3$$

Приклад 7. 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 дм³ 0,0006 н сульфату алюмінію, щоб одержати позитивні заряджені частинки золю сульфату барію. Напишіть формулу міцели золю.

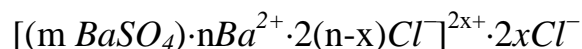
Розв'язання: Якщо речовини А ($BaCl_2$) взято в надлишку реакція записується таким чином:



Якщо речовини в реакції беруть участь в стехіометричних співвідношеннях, то для повної взаємодії речовин в реакції необхідно взяти такий об'єм хлориду барію:

$$\frac{3 \cdot 10^{-2} \cdot 6 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-3}} \text{ дм}^3 = 0,86 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3$$

Для одержання позитивних часточок золю сульфата барію у розчині повинен бути взятий надлишок хлориду барію в порівнянні із сульфатом алюмінію. Отже, для реакції потрібно взяти надлишок $0,009 \text{ дм}^3$ $0,002 \text{ н}$ розчину $BaCl_2$, таким чином формула міцели золю сульфату барію буде мати такий вигляд:



Приклад 8. Визначення порогу коагуляції електроліту з урахуванням його концентрації.

В кожному із трьох колб налили $0,01 \text{ дм}^3$ золю хлориду срібла $AgCl$. Для коагуляції золю в першу колбу додають $0,002 \text{ дм}^3$ 1 н розчину нітрату натрію $NaNO_3$, в другу – $0,012 \text{ дм}^3$ $0,01 \text{ н}$ розчину нітрату кальцію $Ca(NO_3)_2$, а в третю – $0,007 \text{ дм}^3$ $0,001 \text{ н}$ 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^3 ;

$V_{ел}$; V_3 – відповідно об'єм електроліту та об'єм золю, дм^3 .

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:

$$C_{NaNO_3} = \frac{1 \cdot 0,002 \cdot 1000}{0,002 + 0,001} = 166,70 \text{ ммоль/дм}^3$$

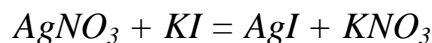
$$C_{Ca(NO_3)_2} = \frac{0,01 \cdot 0,012 \cdot 1000}{0,012 + 0,001} = 5,45 \text{ ммоль/дм}^3$$

$$C_{Al(NO_3)_3} = \frac{0,001 \cdot 0,007 \cdot 1000}{0,007 + 0,001} = 0,41 \text{ ммоль/дм}^3$$

Приклад 9. Визначення заряду колоїдних часточок.

Золь йодиду срібла AgI , який утворюється при додаванні до $0,02 \text{ дм}^3$ $0,01 \text{ н}$ розчину йодиду калію KI та $0,028 \text{ дм}^3$ $0,005 \text{ н}$ розчином нітрату срібла $AgNO_3$. Який заряд мають колоїдні частинки золі. 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:

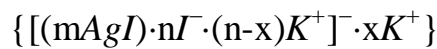
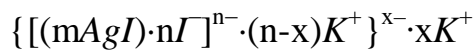
В розчині $AgNO_3$:

$$0,005 \cdot 0,028 = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ ммоль};$$

В розчині KI :

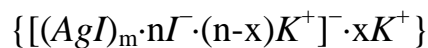
$$0,02 \cdot 0,01 = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ ммоль.}$$

Розрахунок показує, що в розчині кількість речовини йодиду калію KI більше (взято в надлишку), а нітрату срібла $AgNO_3$ менше (взято в недостатчі), отже ядром колоїдних частинок золю йодиду срібла будуть молекули AgI , на них будуть адсорбуватися йони Γ , які є потенціал-визначальними йонами, які визначають заряд гранули (часточки), тобто колоїдна часточка має негативний заряд. На поверхню такого агрегату адсорбуються протийони K^+ . Тому при надлишку йодиду срібла формула міцели буде мати такий вигляд:

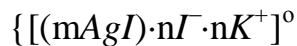


Приклад 10. Ізоелектричний стан міцели, визначення потенціал-визначальних йонів та протийонів міцели (дивись попередню реакцію).

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;

$[(mAgI) \cdot n\Gamma]^-$ – агрегат;

$[(mAgI) \cdot n\Gamma \cdot nK^+]$ – гранула немає заряду і є міцелою;

$n\Gamma^-$ – потенціал-визначальні йони;

nK^+ – протийони адсорбційного шару.

В такому випадку повністю відсутні протийони дифузійного шару, тому при електрофорезі під дією електричного поля колоїдна часточка не буде рухатися, так як немає електричного заряду.

Приклад 11. Визначити формулу міцели золю, для отримання якого змішали $15 \text{ см}^3 0,025 \text{ н } KCl$ і $85 \text{ см}^3 0,005 \text{ н } AgNO_3$.

Розв'язання:

1. Визначаємо, який із розчинів взятий із надлишком:
Кількість речовини еквівалента дорівнює

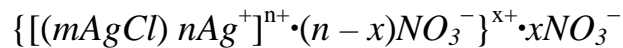
$$\eta_{\text{екв}} = C_{\text{н}} \cdot V.$$

Для KCl це дорівнює:

$$\eta_{\text{екв}}(KCl) = 0,025 \cdot 15 = 0,375 \text{ ммоль}$$

Для $AgNO_3$ це буде: $\eta_{\text{екв}}(AgNO_3) = 0,005 \cdot 85 = 0,425$ ммоль
тобто $AgNO_3$ у надлишку.

2. Умовна хімічна формула міцели цього золю:



Приклад 12. Для коагуляції 100 см^3 золю аргентум йодиду знадобилося 3 см^3 $0,2\text{М}$ натрій сульфату і 4 см^3 $0,3 \text{ М}$ натрій хлориду. Коагулююча здатність якого електроліта-коагулятора більша? Яким буде знак заряду частинки золю? Катіони чи аніони викликають коагуляцію золю?

Розв'язання:

1. Розраховуємо поріг коагуляції кожного електроліта-коагулятора:

$$\gamma(Na_2SO_4) = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}} = \frac{0,2 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{(100 + 3) \cdot 10^{-3}} = 0,0058 \text{ моль/дм}^3$$

$$\gamma(NaCl) = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}} = \frac{0,3 \cdot 4 \cdot 10^{-3}}{(100 + 4) \cdot 10^{-3}} = 0,0115 \text{ моль/дм}^3$$

2. Визначаємо коагуляційну здатність:

$$P(Na_2SO_4) = \frac{1}{\gamma} = \frac{1}{0,0058} = 172,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

$$P(NaCl) = \frac{1}{\gamma} = \frac{1}{0,0115} = 86,94 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

3. Коагуляційна здатність $Na_2SO_4 > NaCl$. Оскільки заряд катіонів однаковий, а коагуляційна здатність різна, коагуляцію золя зумовлюють аніони: $SO_4^{2-} > Cl^-$. Тому, відповідно правилу Шульце-Гарді, гранула золю аргентум йодида заряджена позитивно і при електрофорезі переміщується до катоду.

ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ

Письмова контрольна робота виконується студентом самостійно у відповідності з терміном, який визначений навчальним графіком та надсилається на електронну адресу: **chemistry@odeku.edu.ua**.

Таблиця – Графік виконання та оцінювання кожного завдання контрольної роботи з дисципліни «Загальна хімія»

Змістовний модуль	Теми	Виконання контрольної роботи			
		контрольні заходи	термін виконання	бали	
ЗМ-Л1 Основні хімічні закономірності	1. Основні поняття і закони хімії	Завдання 1 (А, Б, В, Г)	до 1 листопада	12 балів	
	2. Хімічна будова речовин	Завдання 2 (А, Б, В, Г)	до 1 грудня	12 балів	
	3. Типи хімічного зв'язку				
	4. Кінетика та енергетика хімічних реакцій	Завдання 3 (А, Б, В, Г)	до 1 лютого	12 балів	
	5. Розчини електролітів та неелектролітів	Завдання 4 (А, Б, В, Г)	до 1 березня	12 балів	
ЗМ-Л2 Основи електрохімії Дисперсно-колоїдні системи	6. Окисно-відновні реакції	Завдання 5 (А, Б, В, Г)	до 1 травня	12 балів	
	7. Гальванічні елементи. Електроліз				
	8. Корозія металів				
	9. Гетерогенні колоїдні системи, їхні види та властивості				
	10. Сорбція. Види адсорбції				
	11. Міцели. Коагуляція				
УСЬОГО				60 балів	

Контрольна робота повинна бути виконана в 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.**

До виконання контрольної роботи слід приступати тільки тоді, коли вже самостійно вивчена певна частина курсу і розглянуті приклади розв'язування задач, які наведено у підручниках та даних МВ до відповідних тем контрольних завдань.

Розв'язування задач повинно бути коротким, але чітко обґрунтованим, треба вказувати теоретичне обґрунтування ходу розв'язання, за винятком тих випадків, коли по суті питання таке, що мотивування не потрібно, наприклад, коли треба скласти електронну формулу, написати рівняння реакції і т.п. При розв'язуванні задач треба наводити весь хід дій і всі математичні перетворення (формули та підставлені значення величин).

У випадку незаліку контрольну роботу слід виконати наново, виправити помилки із урахуванням зауважень рецензента, після чого надіслати роботу на повторну перевірку на електронну адресу.

Робота вважається зарахованою, якщо виконано 60% завдань без зауважень.

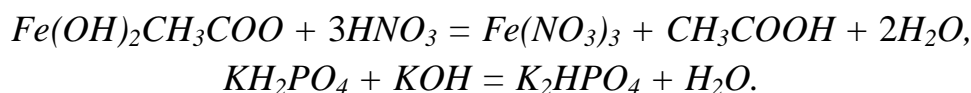
ВАРІАНТ № 1

Завдання 1.

А) Об'єм етану за н.у. становить 0,060 м³. Розрахувати об'єм при T = 352 К, та P = 96990 Па; масу цього газу, його молярний об'єм; абсолютну масу його молекул; кількість речовини даного об'єму газу.

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

В) Визначити кількість речовини еквіваленту та молярну масу еквіваленту вихідних сполук, які взаємодіють за реакціями; дати назву сполукам:



Г) Розрахувати молярну масу еквіваленту металу, якщо при відновленні 1,017 г його оксиду витрачено 0,28 дм³ водню (н.у.).

Завдання 2.

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: Mg, V.

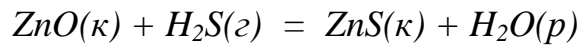
Б) Скласти електронну конфігурацію, схеми заповнення орбіталей для елемента №33. Визначити його положення у Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

В) Який тип зв'язку в молекулах: KCl , CS_2 , NH_3 .

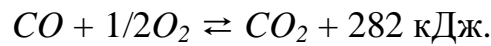
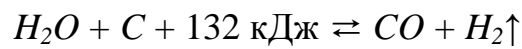
Г) За рахунок електронів якого шару відбувається зв'язок між атомами:
а) в молекулі HCl , б) в молекулі H_2 . Які це зв'язки?

Завдання 3.

А) Складіть рівняння хімічної реакції та визначить тепловий ефект за стандартних умов, враховуючи, що отримано 0,485 кг ZnS . Який це процес за напрямком обміну теплотою? При $t = 30\text{ }^\circ\text{C}$ може відбутися: а) пряма реакція; б) зворотня реакція; в) система буде знаходитися у стані рівноваги?

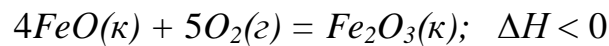


Б) Які із зазначених реакцій є екзо-, а які ендотермічні:

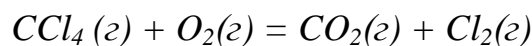


Відповідь обґрунтуйте.

В) Визначити швидкість прямої та зворотної реакцій та записати вирази для константи рівноваги цих процесів. Як зміниться рівновага якщо $C\uparrow$, $T\uparrow$, $P\downarrow$. Які умови потрібні для зменшення виходу продуктів реакцій:



Г) Складіть рівняння хімічної реакції та визначте тепловий ефект за стандартних умов, який це процес за напрямком обміну теплотою? Визначити зміну ентропії реакції за стандартних умов, враховуючи, що отримано 0,485 кг Cl_2 . Визначити можливість самодовільного перебігу реакції.



Завдання 4.

А) Для осадження усього срібла у вигляді $AgCl$, яке міститься у 100 см^3 розчину $AgNO_3$, потрібно 50 см^3 0,2 н розчину HCl . Яка $C_{Мекв}$ розчину $AgNO_3$? Яка маса осаду?

Б) Температура кристалізації водного розчину, який містить 0,25 моль нітратної кислоти у 2,5 дм³ води, дорівнює -0,35°C. Визначити ізотонічний коефіцієнт та уявну ступінь дисоціації кислоти в її розчині. $K(H_2O) = 1,86^\circ$.

В) Визначити концентрацію іонів H^+ та OH^- у розчині, pH якого 4,3.

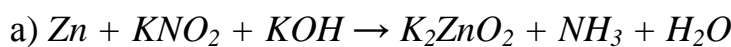
Відповідь: $5 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³, $2 \cdot 10^{-10}$ моль/дм³.

Г) а) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами: $Ag_2SO_4 + Ba(OH)_2$; $Ca(NO_3)_2 + MgSO_4$;

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

Завдання 5.

А) 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:



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?

В) 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.

Г) При досить повільному введенні солі Na_2SiO_3 у розведений розчин солі $AgNO_3$ можливе утворення гідрозоля Ag_2SiO_3 . Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду гранули золю. Яка з речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: KNO_3 , CH_3COOH , NH_4Cl ? Надати необхідні пояснення.

ВАРІАНТ № 2

Завдання 1.

А) Об'єм газоподібного H_2Se за н.у. становить $0,016 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 290 \text{ К}$, та $P = 101280 \text{ Па}$; масу цього газу, кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.

Б) При спалюванні $0,5 \text{ г}$ металу витрачено $0,23 \text{ дм}^3$ кисню (н.у). Визначити молярну масу еквіваленту металу (валентність = 2), який це метал?

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

Г) 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.

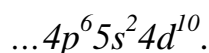
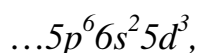
Завдання 2.

А) Записати електронні формули атомів, згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів, вказати валентні електрони елементів. Записати електронні формули йонів цих атомів. Визначити місце елементів в періодичній системі, що об'єднує елементи головних та побічних підгруп: Ge , Ti .

Б) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №3. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

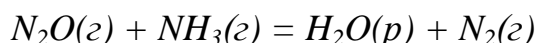
В) Який тип зв'язку в молекулах: $CaCl_2$, CO_2 , H_2 . Відповідь обґрунтуйте.

Г) 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:

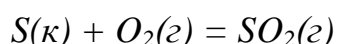


Завдання 3.

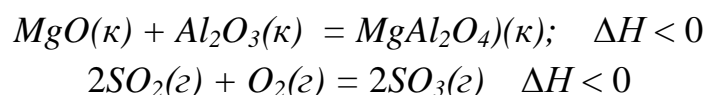
А) Складіть рівняння хімічної реакції та визначте тепловий ефект за стандартних умов, враховуючи, що отримано 0,18 кг H_2O . Який це процес за напрямком обміну теплотою? При якій температурі відбудеться зворотня реакція; система буде знаходитися у стані рівноваги?



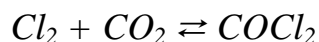
Б) Напишіть вираз для константи рівноваги гетерогенної системи:



В) Визначить швидкість прямої та зворотної реакцій та записати вирази для константи рівноваги цих процесів. Як зміниться рівновага якщо $C \downarrow$, $T \downarrow$, $P \downarrow$. Які умови потрібні для збільшення виходу продуктів реакцій:



Г) Напишіть вираз для константи рівноваги гомогенної системи:



Завдання 4.

А) Визначить C_M та C_m розчину хлориду кальцію ($\rho = 1,178 \text{ г/см}^3$), якщо масова частка $CaCl_2$ у розчині дорівнює 20%.

Б) Розчин, який містить 1,7 г $ZnCl_2$ у 250 г води кристалізується при $-0,23^\circ\text{C}$. Визначити ізотонічний коефіцієнт та уявну ступінь іонізації цієї солі. $K(H_2O) = 1,86^\circ$.

В) При змішуванні рівних об'ємів сильної кислоти з $pH = 2$ та лугу з $pH = 11$, отримали новий розчин. Визначити його pH .

Відповідь: 2,35.

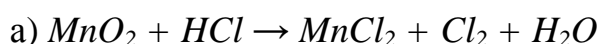
Г) а) До кожної речовини додали розчин Na_2CO_3 . Чи завжди є реакція? Складіть молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння:



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

Завдання 5.

А) 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:



Б) Розрахувати електродний потенціал стануму в розчині його солі при концентрації $0,01$ моль/дм³. 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 $0,01$ моль/дм³; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

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

а) інертному аноді;

б) мідному аноді.

Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

Г) При досить повільному введенні H_2S у розведений розчин солі $Bi(NO_3)_3$ можливе утворення гідрозоля Bi_2S_3 . Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Які коагулятори цього золю: CH_3COONH_4 , $NaNO_3$, HCl ? Розрахуйте для них пороги коагуляції γ .

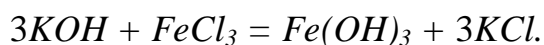
ВАРІАНТ № 3

Завдання 1.

А) 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.

Б) Який об'єм водню (н.у.) отримали при розчиненні у кислоті $0,45 \text{ г}$ металу, молярна маса еквіваленту якого дорівнює 20 г/моль .

В) Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:



Г) На спалювання $1,5 \text{ г}$ двовалентного металу потрібно $0,69 \text{ дм}^3$ кисню (н.у.). Чому дорівнює молярна маса еквівалента та атомна маса цього *Me*.

Завдання 2.

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:



Б) Який тип зв'язку в молекулах: CaCl_2 , CO_2 , H_2 . Відповідь обґрунтуйте.

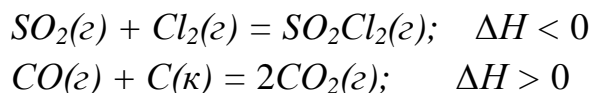
В) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №15. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

Г) 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:

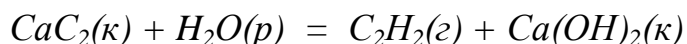


Завдання 3.

А) Визначить швидкість прямої та зворотної реакцій та записати вирази для константи рівноваги цих процесів. Як зміниться рівновага якщо $C \downarrow$, $T \downarrow$, $P \uparrow$. Які умови потрібні для зменшення виходу продуктів реакцій:



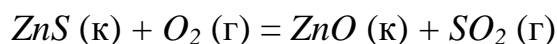
Б) Складіть рівняння хімічної реакції та визначить тепловий ефект за стандартних умов, враховуючи, що отримано $1,008 \text{ м}^3 \text{ C}_2\text{H}_2$. Який це процес за напрямком обміну теплотою? При $t = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ може відбутися: а) пряма реакція; б) зворотня реакція; в) система буде знаходитися у стані рівноваги?



В) Розрахуйте значення енергії Гіббса для реакції і визначте її напрям:



Г) Розрахуйте тепловий ефект реакції:



Завдання 4.

А) 2 см^3 96%-ої сульфатної кислоти ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) розчинили до 3 дм^3 . Визначити pH отриманого розчину, якщо $\alpha = 1$.

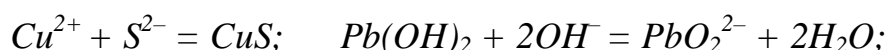
Відповідь: 1,62.

Б) Температура кипіння 3,2% розчину $BaCl_2$ $100,32^\circ\text{C}$. Визначити ізотонічний коефіцієнт та уявну ступінь іонізації солі у даному розчині. $E(H_2O) = 0,52^\circ$.

В) Визначити pH розчину який отримали при змішуванні рівних об'ємів розчинів лугів з $pH = 12$ та $pH = 11$.

Відповідь: 11,74.

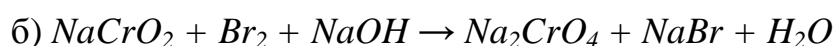
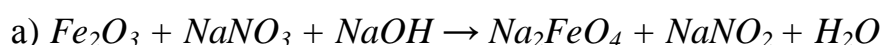
Г) а) Скласти молекулярні рівняння за йонними рівняннями:



б) Яка з двох солей при однакових умовах у більшому ступені підлягає гідролізу, чому? Відповідь підтвердити молекулярними, йонно-молекулярними та скороченими рівняннями: $FeCl_2$ чи $FeCl_3$; $MgCl_2$ чи $ZnCl_2$.

Завдання 5.

А) 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:



Б) Розрахувати електродний потенціал титану в розчині його солі при концентрації 0,0001 моль/дм³. 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 моль/дм³; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

В) Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву карбонату натрію при: а) інертному аноді; б) цинковому аноді. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

Г) При досить повільному введенні гідроксид натрію у розведений розчин солі нітрат вісмуту можливе утворення гідрозоля гідроксиду вісмуту. Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: $NaNO_3$, NH_4NO_3 , CH_3COONa ? Які ще є можливості для відділення гідроксиду вісмуту від рідини?

ВАРІАНТ № 4

Завдання 1.

А) Об'єм газоподібного хлору за н.у. становить $0,044 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 329 \text{ К}$, та $P = 113580 \text{ Па}$; масу цього газу двома способами; кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.

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

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

Г) Об'єм оксиду Карбону (II) за н.у. становить $0,036 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 354 \text{ К}$, та $P = 101010 \text{ Па}$; масу цього газу двома способами, кількість речовини даного об'єму газу.

Завдання 2.

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) За рахунок якого шару відбувається зв'язок між атомами: а) в молекулах CO ; б) в молекулах CH_4 . Які це зв'язки?

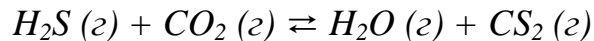
В) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №35. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

Г) З наведених електронних формул визначити валентні електрони та визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду та номеру групи:

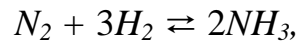


Завдання 3.

А) Розрахуйте тепловий ефект реакції:

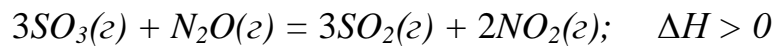


Б) Як зміниться швидкість прямої реакції

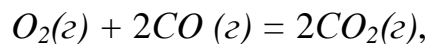


якщо об'єм газової суміші зменшити у 3 рази?

В) Вкажіть напрям зсуву рівноваги реакції, якщо $\Delta t > 0$, а $\Delta P < 0$:



Г) Як зміниться швидкість прямої реакції



якщо збільшити тиск у 2 рази?

Завдання 4.

А) З 10 кг 20%-вого розчину при охолодженні виділили 400 г солі. Яка масова частка охолодженого розчину?

Б) Визначити масову частку водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$, якщо цей розчин кипить при $100,26^\circ\text{C}$. $E(H_2O) = 0,52^\circ$.

В) Змішали рівні об'єми розчинів сильних кислот з $pH = 1$ та $pH = 2$. Визначити pH отриманого розчину.

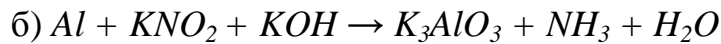
Відповідь: 1,36.

Г) Визначити добуток розчинності карбонату стронцію, якщо у 5 дм^3 його насиченого розчину міститься 0,05 г цієї солі.

Відповідь: $4,58 \cdot 10^{-9}$.

Завдання 5.

А) 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:



Б) Як проходить атмосферна корозія лудженого заліза і лудженої міді при порушенні покриття. Складіть рівняння процесів, що при цьому відбуваються, надати необхідні пояснення.

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

Г) При досить повільному введенні солі хлориду стронцію у розведений розчин солі фториду натрію можливе утворення гідрозоля фториду стронцію. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: $ZnCl_2$, NH_4NO_3 , CH_3COONa ?

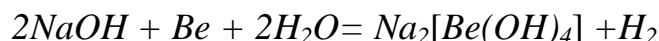
ВАРІАНТ № 5

Завдання 1.

А) Об'єм оксиду Нітрогену (I) за н.у. становить $0,031 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 320 \text{ К}$, та $P = 101190 \text{ Па}$; масу цього газу, молярний об'єм за умов, що задані; кількість речовини даного об'єму газу.

Б) Реакція нейтралізації $0,943 \text{ г } H_3PO_3$ потребує $1,291 \text{ г } KOH$. Визначити кількість речовини еквіваленту та молярну масу еквіваленту кислоти, напишіть рівняння взаємодії цих сполук.

В) Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів реагуючих речовин:



Г) 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.

Завдання 2.

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 , B .

Б) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №9. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

В) За рахунок якого шару відбувається зв'язок між атомами: а) в молекулі HI , б) в молекулі F_2 . Які це зв'язки?

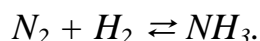
Г) З наведених електронних формул визначити валентні електрони та дати їм характеристику за допомогою 4-х квантових чисел. Визначити місце

елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), чи відрізняються елементи головних та побічних підгруп:



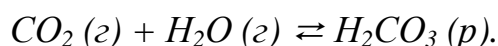
Завдання 3.

А) Розрахуйте тепловий ефект реакції:



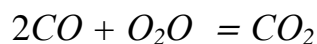
Як треба змінити зовнішні умови, щоб зсунути рівновагу в бік утворення продуктів реакції?

Б) Запишіть вираз константи рівноваги реакції:



Вкажіть вплив температури та тиску.

В) Як зміниться швидкість реакції



із збільшенням концентрації CO у 2 рази?

Г) Опишіть приклади каталізу та його механізм.

Завдання 4.

А) Чому дорівнює $C_{Мекв}$ 30%-ого розчину гідроксиду натрію, густина якого $\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$. До 1 дм^3 цього розчину додали 5 дм^3 води. Визначити масову частку отриманого розчину.

Б) Що таке осмотичний тиск? Який з розчинів за однакових об'ємів з однаковою масою розчиненої речовини та за однакових умов має більший осмотичний тиск: нафталін $C_{10}H_8$ або антрацен $C_{14}H_{10}$?

В) Визначити C_M та $C_{Мекв}$ розчину сульфатної кислоти за $pH = 2,2$.

Відповідь: $3,15 \cdot 10^{-3} \text{ М}$; $6,31 \cdot 10^{-3} \text{ н}$.

Г) Добуток розчинності сульфату кальцію дорівнює $6,26 \cdot 10^{-5}$. Чи утворюється осад, якщо змішати рівні об'єми 0,04 н розчинів $CaCl_2$ та Na_2SO_4 .

Завдання 5.

А) Виходячи з міри окиснення нітрогену у сполуках: нітратна кислота, нітритна кислота, амоніак визначте яка з цих сполук є тільки окисником, яка тільки відновником, а яка може виявляти властивості окисника і відновника. Надати пояснення.

Розрахуйте яку масу окисника необхідно взяти для реакції, якщо маса відновника дорівнює 75 г. Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:



Б) Пластинку з чистого цинку занурили в розбавлений розчин кислоти, при цьому спостерігається повільне виділення водню. Але при контакті цинку з мідною пластиною починається бурхливе виділення водню. Надати пояснення та записати процеси, що відбуваються.

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

Г) При досить повільному введенні солі Na_2SiO_3 у розведений розчин солі $AgNO_3$ можливе утворення гідрозоля Ag_2SiO_3 . Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду гранули золю (вказіть рух гранули при електрофорезі). Яка з речовин є найбільш ефективним коагулятором золю: KNO_3 , CH_3COOH , NH_4Cl (пороги коагуляції)? Надати пояснення.

ВАРІАНТ № 6

Завдання 1.

А) Об'єм газоподібного CH_3Br за н.у. становить $0,046 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 295 \text{ К}$, та $P = 101099 \text{ Па}$; масу цього газу, кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.

Б) Яка маса магнію потрібна для отримання однакового об'єму водню, що було здобуто при взаємодії $26,97 \text{ г}$ алюмінію з кислотою.

$$M_{екв}(Mg) = 12,16 \text{ г/моль}, \quad M_{екв}(Al) = 8,99 \text{ г/моль}.$$

В) Обчислити фактори еквівалентності та молярні маси еквівалентів речовин: $ZnCl_2$; K_3PO_3 ; N_2O_5 .

Г) Об'єм оксиду Карбону (II) за н.у. становить $0,046 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 354 \text{ К}$, та $P = 110070 \text{ Па}$; масу цього газу двома способами, кількість речовини даного об'єму газу.

Завдання 2.

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:

$$\dots 3p^6 4s^2 3d^7; \quad \dots 5s^2 4d^{10} 5p^5$$

Б) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №8. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

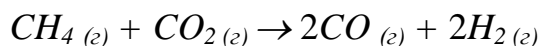
В) За рахунок електронів якого шару відбувається зв'язок між атомами:
а) в молекулі HF , б) в молекулі O_2 . Які це зв'язки?

Г) Записати електронні формули атомів, вказати валентні електрони та до якої родини належать елементи. Визначити місце елементів в періодичній

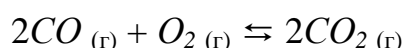
системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду та групи: Ve , Tc .

Завдання 3.

А) Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції:

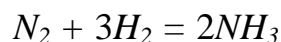


Б) У якому напрямку протікає реакція горіння:



Докажіть розрахунком.

В) Як зміниться швидкість прямої реакції:



якщо концентрація водню зменшиться у 2рази.

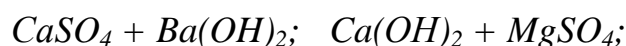
Г) Що таке каталіз? Наведіть приклади.

Завдання 4.

А) До 3 дм^3 10%-ого розчину нітратної кислоти, густина якого $\rho = 1,054 \text{ г/см}^3$, додали 5 дм^3 2%-ого розчину цієї кислоти з $\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$. Визначити масову частку та C_M отриманого розчину, об'єм = 8 дм^3 .

Б) Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт та ступінь іонізації 0,2 М розчину хлоридної кислоти, якщо у 1 дм^3 розчину міститься $2,19 \cdot 10^{28}$ її молекул та йонів?

В) а) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами:



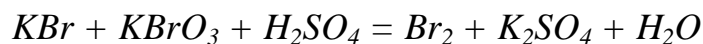
б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: $CaSO_4$, K_2CO_3 , CaS .

Г) Концентрація йонів магнію у насиченому розчині $Mg(OH)_2$ складає $2,6 \cdot 10^{-3}$ г/дм³. Визначити добуток розчинності гідроксиду.

Відповідь: $4,77 \cdot 10^{-12}$.

Завдання 5.

А) Виходячи з міри окиснення бром у сполуках – кислотах: HBr ; $HBrO_3$; $HBrO_4$ визначте яка з цих кислот є тільки окисником, яка тільки відновником, а яка може виявляти властивості окисника і відновника. Надати пояснення. Розрахуйте яку масу окисника необхідно взяти для реакції, якщо маса відновника дорівнює 25 г. Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:



Б) Розрахувати електродний потенціал феруму в розчині його солі при концентрації 0,0001 моль/дм³. Визначити який з металів можна використовувати як катод, якщо анодом в гальванічній парі буде електрод із заліза. Надати необхідні розрахунки і пояснення для стандартних умов і при концентрації солей 0,0001 моль/дм³; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

В) Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву гідроксиду калію у випадку: а) золотого аноду; б) залізного аноду. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

Г) При досить повільному введенні солі $Zn(NO_3)_2$ у розведений розчин солі $K_3[Fe(CN)_6]$ можливе утворення золя $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: K_2SO_4 , NH_4NO_3 , $NaCl$? Які ще є можливості для відділення солі $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ від рідини? Розрахуйте для них пороги коагуляції γ .

ВАРІАНТ № 7

Завдання 1.

А) Об'єм фосфіну (PH_3) за н.у. становить $0,035 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 396 \text{ К}$, та $P = 101050 \text{ Па}$; кількість молекул, що міститься в даному об'ємі; відносну густину газу за воднем та за повітрям.

Б) З $3,31 \text{ г}$ нітрату металу отримали $2,78 \text{ г}$ його хлориду. Визначити молярну масу еквіваленту металу.

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

Г) Вміст хлору у $10,3 \text{ г}$ хлориду титана складає $7,1 \text{ г}$. Визначити молярну масу еквівалента та валентність титану. Складіть формулу сполуки.

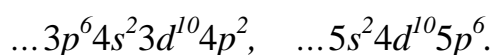
Завдання 2.

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 електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №25. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

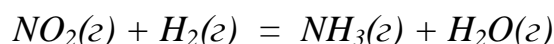
В) За рахунок електронів якого шару відбувається зв'язок між атомами: а) в молекулі HBr , б) в молекулі N_2 . Які це зв'язки?

Г) 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:

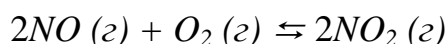


Завдання 3.

А) Складіть рівняння хімічної реакції та визначить тепловий ефект за стандартних умов, враховуючи, що отримано 0,34 кг NH_3 . Який це процес за напрямком обміну теплотою? При $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$ може відбутися: а) пряма реакція; б) зворотня реакція; в) система буде знаходитися у стані рівноваги?

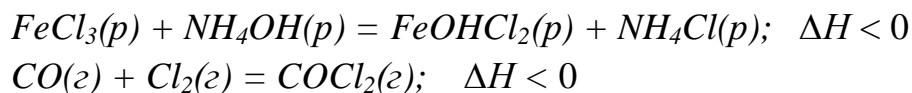


Б) У скільки разів потрібно підвищити тиск, щоб швидкість реакції утворення Нітроген(IV) оксиду відповідно до реакції

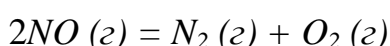


збільшилась у 1000 разів?

В) Визначить швидкість прямої та зворотної реакцій та записати вирази для константи рівноваги цих процесів. Як зміниться рівновага якщо $C \uparrow$, $T \uparrow$, $P \uparrow$. Які умови потрібні для збільшення виходу продуктів реакцій:



Г) Як зміниться швидкість прямої реакції:



якщо зменшити тиск у 3 рази?

Завдання 4.

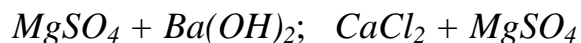
А) Визначити $C_{Мекв}$ та C_M концентрації 20,8%-вого розчину нітратної кислоти, густина якого $\rho = 1,12\text{ г/см}^3$. Яка маса кислоти міститься у 4 дм^3 цього розчину?

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) У 10 дм^3 розчину міститься 1 г NaOH . Визначить pH та pOH цього розчину при $\alpha = 1$.

Відповідь: 11,40; 2,60.

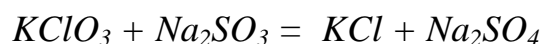
Г) а) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами:



б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: $CuSO_4$, K_2CO_3 , CaS .

Завдання 5.

А) Виходячи з міри окиснення хлору у сполуках: хлоридна кислота, хлорнувата кислота, хлорна кислота визначте яка з цих кислот є тільки окисником, яка тільки відновником, а яка може виявляти властивості окисника і відновника. Надати пояснення. Розрахуйте яку масу окисника необхідно взяти для реакції, якщо маса відновника дорівнює 25 г . Розставити коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:



Б) Надати пояснення процесу чому, коли цвях вбитий у вологе дерево, то спостерігається корозія частини цвяха, яка знаходиться в середині дерева. Надати пояснення та записати процеси, що відбуваються. Складіть рівняння анодних і катодних процесів електрохімічної корозії.

В) Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплав сульфату цинку у випадку: а) інертного аноду; б) мідного аноду. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

Г) При досить повільному введенні солі $FeSO_4$ у розведений розчин солі $K_3[Fe(CN)_6]$ можливе утворення золя $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з цих речовин є найбільш економічним коагулятором золю: NH_4NO_3 , KNO_3 , $NaCl$? Як ще можна відділити сіль $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ від рідини?

ВАРІАНТ № 8

Завдання 1.

А) Об'єм оксиду Нітрогену (IV) за н.у. становить $0,038 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 322 \text{ К}$, та $P = 101178 \text{ Па}$; масу цього газу, кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.

Б) Сполука складається з 39,0% Сульфуру, молярна маса еквіваленту якої дорівнює 16 та Арсену. Визначити молярну масу еквіваленту Арсену, його валентність та запишіть формулу сполуки.

В) Оксиди Нітрогену на два атома Нітрогену мають: а) п'ять, б) чотири, в) один атом Оксигену. Визначити фактори еквівалентності Нітрогену у оксидах та молярні маси еквівалентів цих оксидів.

Г) Одна та сама маса металу сполучається з 1,591 г галогену та з $70,2 \text{ см}^3$ кисню (н.у.). Визначити молярну масу еквіваленту галогену.

Завдання 2.

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:

C, Ba.

Б) З наведених електронних формул визначити валентні електрони та визначити місце елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду та номеру групи:

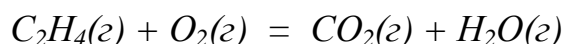
$\dots 2p^6 3s^2 3p^2, \quad \dots 3p^6 4s^2 3d^8$

В) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №10. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

Г) За рахунок електронів якого шару відбувається зв'язок між атомами:
а) в молекулі NH_3 , б) в молекулі I_2 . Які це зв'язки?

Завдання 3.

А) Складіть рівняння хімічної реакції та визначить тепловий ефект за стандартних умов, враховуючи, що отримано 4,6 кг CO_2 . Який це процес за напрямком обміну теплотою? При $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$ може відбутися: а) пряма реакція; б) зворотня реакція; в) система буде знаходитися у стані рівноваги?

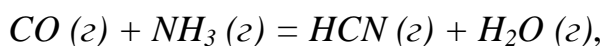


Б) Визначте температурний коефіцієнт реакції, якщо за підвищення температури від 20 до 60 $^\circ\text{C}$ її швидкість збільшилась у 256 разів.

В) Вкажіть напрям зсуву рівноваги реакції:



Г) Як зміниться швидкість прямої реакції:



якщо зменшити тиск у 2 рази.

Завдання 4.

А) З 700 г 60%-ого розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Яка масова частка залишку?

Б) Визначити ізотонічний коефіцієнт та уявну ступінь іонізації $CaCl_2$ у розчині який містить 0,398 моль цієї солі у 2 дм^3 води. Температура кристалізації розчину $-0,74^\circ\text{C}$. $K(H_2O) = 1,86^\circ$.

В) Визначити pH 3,12%-ого розчину хлоридної кислоти HCl ($\rho = 1,015\text{ г/см}^3$), $\alpha = 1$.

Відповідь: 0,06.

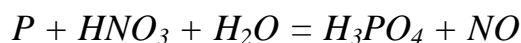
Г) а) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами:



б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: Na_2SiO_3 , $CrCl_3$, Na_2S .

Завдання 5.

А) Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції методом йонно-електронного балансу. Розрахуйте яку масу окисника необхідно взяти для реакції, якщо маса відновника дорівнює 15 г.



Б) Мідна пластина вкрита шаром срібла з одного боку і шаром хрому з іншого. Яке це покриття – анодне чи катодне? Надати пояснення та записати процеси, що відбуваються. Складіть рівняння анодних і катодних процесів електрохімічної корозії металів в кислому і нейтральному середовищах.

В) Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються при електролізі водного розчину та розплаву нітрату хрому при умові: а) на інертному аноді; б) на мідному аноді. Розрахуйте маси та об'єми утворених продуктів.

Г) При досить повільному введенні солі $(NH_4)_2S$ у розведений розчин $(CH_3COO)_2Pb$ можливе утворення гідрозоля PbS . Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду гранули цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: $Ca(CH_3COO)_2$, $NaNO_3$, $Al(NO_3)_3$? Які ще є можливості для відділення солі PbS від рідини?

ВАРІАНТ № 9

Завдання 1.

А) Об'єм етену за н.у. становить $0,075 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 376 \text{ К}$, та $P = 101156 \text{ Па}$; кількість молекул, що міститься в даному об'ємі; відносну густину газу за воднем та за повітрям.

Б) При взаємодії надлишку KOH та розчинів: а) дігідрофосфата калію, б) дігідроксонітрату бісмуту (III) відбулась хімічна реакція. Напишіть рівняння та визначить молярні маси еквівалентів продуктів реакції.

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

Г) Об'єм газоподібного HI за н.у. становить $0,066 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 299 \text{ К}$, та $P = 106680 \text{ Па}$; масу цього газу двома способами, кількість молекул, що міститься в даному об'ємі.

Завдання 2.

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:



Б) За рахунок електронів якого шару відбувається зв'язок між атомами: а) в молекулах CO ; б) в молекулах CH_4 . Які це зв'язки?

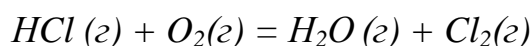
В) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №14. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

Г) 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*.

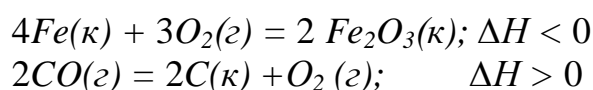
Завдання 3.

А) Складіть рівняння хімічної реакції та визначте тепловий ефект за стандартних умов, який це процес за напрямком обміну теплотою? Визначити зміну ентропії реакції за стандартних умов, враховуючи, що отримано $4,48 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$. Визначити можливість самодовільного перебігу реакції.

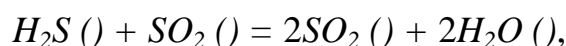


Б) Як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої 2, за підвищення температури від 10 до 40 °С?

В) Визначити швидкість прямої та зворотної реакцій та записати вирази для константи рівноваги цих процесів. Як зміниться рівновага якщо $C \uparrow$, $T \uparrow$, $P \uparrow$. Які умови потрібні для збільшення виходу продуктів реакцій:



Г) Як зміниться швидкість прямої реакції:



якщо збільшити концентрацію O_2 у 2 рази?

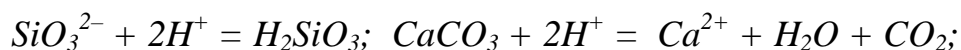
Завдання 4.

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

Б) Однакові об'єми розчинів формаліну HCHO та глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ за даних умов мають однаковий осмотичний тиск. Які масові співвідношення речовин?

В) Визначити ступінь іонізації та концентрацію H^+ у 0,3 М розчині ацетатної кислоти CH_3COOH , $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

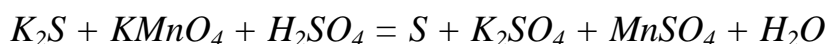
Г) а) Скласти молекулярні рівняння за йонними рівняннями:



б) Яка з двох солей при однакових умовах у більшому ступені підлягає гідролізу, чому? Відповідь підтвердити молекулярними, йонно-молекулярними та скороченими рівняннями: NaCN чи CH_3COONa ; Na_2CO_3 чи Na_2SO_3 .

Завдання 5.

А) Складіть електронні рівняння, визначте окисник і відновник, назвіть які реакції відносяться до окиснення, а які до відновлення. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції методом йонно-електронного балансу. Розрахуйте яку масу окисника необхідно взяти для реакції, якщо маса відновника дорівнює 5 г.



Б) Залізний виріб вкрили шаром хрому. Яке це покриття - анодне чи катодне? Надати пояснення та записати процеси, що відбуваються. Складіть рівняння анодних і катодних процесів електрохімічної корозії в кислому і нейтральному середовищах.

В) Розрахувати електродний потенціал хрому в розчині його солі при концентрації $0,1$ моль/дм³. 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 $0,0001$ моль/дм³; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

Г) При досить повільному введенні солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у розведений розчин солі AgNO_3 можливе утворення гідрозоля $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак заряду колоїдних часток золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: H_2SO_4 , NH_4NO_3 , CH_3COONa ? Які ще є можливості для відділення солі $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ від рідини?

ВАРІАНТ № 10

Завдання 1.

А) 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.

Б) На нейтралізацію $1,886 \text{ г } H_3PO_3$ необхідно $2,582 \text{ г } KOH$. Визначити молярну масу еквівалента кислоти та її основність.

В) При взаємодії $2,5 \text{ г}$ карбонату метала з нітратною кислотою утворилось $4,1 \text{ г}$ нітрату металу. Визначити молярну масу еквіваленту металу.

Г) Об'єм CH_3Cl за н.у. становить $0,041 \text{ м}^3$. Розрахувати об'єм при $T = 366 \text{ К}$, та $P = 96789 \text{ Па}$; масу цього газу, його молярний об'єм; абсолютну масу його молекул; кількість речовини даного об'єму газу.

Завдання 2.

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: *Ne*, *Mo*.

Б) Скласти електронну конфігурацію, схему заповнення орбіталей для елемента №22. Визначити його положення в Періодичній системі Д.І. Менделєєва. Охарактеризувати його властивості.

В) В яких сполуках зв'язок елемент-флуор буде мати йонний характер:



Докажіть.

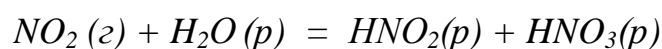
Г) З наведених електронних формул визначити валентні електрони та дати їм характеристику за допомогою 4-х квантових чисел. Визначити місце

елементів в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер), вказати фізичний зміст номера періоду:



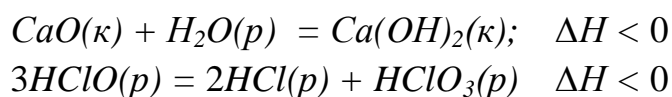
Завдання 3.

А) Складіть рівняння хімічної реакції та визначить тепловий ефект за стандартних умов, враховуючи, що отримано 0,44 кг HNO_2 . Який це процес за напрямком обміну теплотою? При $t = 25^\circ C$ може відбутися: а) пряма реакція; б) зворотня реакція; в) система буде знаходитися у стані рівноваги?

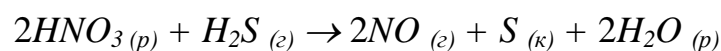


Б) За температури $30^\circ C$ реакція відбувається за 3 хвилини. Скільки часу буде відбуватися ця реакція за $60^\circ C$? температурний коефіцієнт становить 3.

В) Визначить швидкість прямої та зворотної реакцій та записати вирази для константи рівноваги цих процесів. Як зміниться рівновага якщо $C \downarrow$, $T \downarrow$, $P \downarrow$. Які умови потрібні для збільшення виходу продуктів реакцій:



Г) Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції.



Завдання 4.

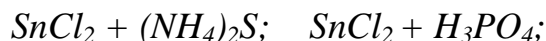
А) Скільки та якої речовини залишиться у надлишку, коли до 75 см^3 0,3 н розчину сульфатної кислоти додати 125 см^3 0,2 н розчину KOH ?

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

В) Що називають іонним добутком води? Визначити pH та pOH 0,01 н розчину ацетатної кислоти CH_3COOH зі ступенем іонізації 4,2%.

Відповідь: 3,38; 10,62.

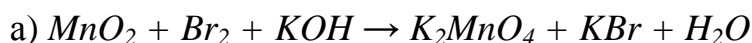
Г) а) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами:



б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: $FeCl_3$, $ZnSO_4$, Na_2CO_3 .

Завдання 5.

А) 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:



Б) Розрахувати електродний потенціал кальцію в розчині його солі при концентрації $0,01$ моль/дм³. 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 $0,01$ моль/дм³; записати рівняння анодних і катодних процесів; розрахувати ЕРС двох таких гальванічних елементів.

В) 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.

Г) При досить повільному введенні NH_4OH у розведений розчин солі $BeCl_2$ можливе утворення гідрозоля чи $Be(OH)_2$. Напишіть рівняння реакцій, формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яка з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: Na_2SO_4 , $ZnCl_2$, KNO_3 ? Які ще є можливості для відділення $Be(OH)_2$ від рідини? Розрахуйте для них пороги коагуляції γ .

ДОДАТКИ

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА											
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 1,0079 Гідроген Водень							He 4,0026 Гелій	<div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;"> 26 55,847 Fe </div> <div style="margin-right: 5px;"> 27 58,933 Co </div> <div style="margin-right: 5px;"> 28 58,69 Ni </div> </div> <p style="font-size: small; margin-top: 5px;">Протонне число (порядковий номер)</p>		
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон	<div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;"> 26 55,847 Fe </div> <div style="margin-right: 5px;"> 27 58,933 Co </div> <div style="margin-right: 5px;"> 28 58,69 Ni </div> </div> <p style="font-size: small; margin-top: 5px;">Хімічний символ</p> <p style="font-size: small; margin-top: 5px;">Традиційна назва простого речовини</p> <p style="font-size: small; margin-top: 5px;">Назва елемента атомна маса</p>		
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон			
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікол Нікель	
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій	
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,08 Платина	
7	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	**Ac [227] Актиній	Pb 207,2 Свинець, оливо	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон	Mt [266] Майтнерій	Uun [266] Унунній	
8	Ce 140,12 Церій	Nd 144,24 Неодим	Pm [147] Прометій	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Tm 168,93 Тулій	Lu 174,97 Лютецій	
9	Th 232,04 Торій	U 238,03 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Md [258] Менделєвій	Lr [260] Лоренцій	
10	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
11	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
12	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
13	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
14	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
15	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
16	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
17	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
18	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
19	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
20	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
21	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
22	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
23	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
24	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
25	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
26	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
27	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
28	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
29	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
30	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
31	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
32	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
33	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
34	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
35	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
36	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
37	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
38	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
39	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
40	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
41	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
42	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
43	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
44	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
45	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	No [259] Нобелій	
46	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	N								

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

Аніони	Катіони																							
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺		
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Українські назви елементів та утворених ними простих речовин*

Символ та його вимова	Латинська назва елемента	Українська назва елемента	Українська назва простої речовини
Ag аргентум	Argentum	Аргентум <i>Срібло</i>	срібло
As арсен	Arsenicum	Арсен (миш'як)	арсен
Au аурум	Aurum	Аурум <i>Золото</i>	золото
Bi бісмут	Bismuthum	Бісмут (вісмут)	бісмут
C це	Carboneum	Карбон <i>Вуглець</i>	вуглець, алмаз, графіт, карбін
Cu купрум	Cuprum	Купрум <i>Мідь</i>	мідь
F фтор	Fluorum	Флуор (фтор)	флуор, фтор
Fe ферум	Ferrum	Ферум <i>Залізо</i>	залізо
H аш	Hydrogenium	Гідроген <i>Водень</i>	водень
Hg гідраргірум	Hydrargirum Mercurium	Меркурій <i>Ртуть</i>	ртуть
I йод	Iodum	Йод <i>Йод</i>	йод
Mn манган	Manganum	Манган (марганець)	манган
N ен	Nitrogenium	Нітроген <i>Азот</i>	азот
Ni нікель	Niccolum	Нікол <i>Нікель</i>	нікель
O о	Oxygenium	Оксиген <i>Кисень</i>	кисень, озон
Pb плюмбум	Plumbum	Плюмбум (свинець)	свинець
S ес	Sulfur	Сульфур <i>Сірка</i>	сірка
Sb стибій	Stibium	Стибій (сурма)	стибій
Si силіцій	Silicium	Силіцій (кремній)	силіцій
Sn станум	Stannum	Станум (олово)	олово

Примітка. У дужках наведені назви хімічних елементів, які раніше зустрічалися у літературі і сьогодні не застосовуються.

**ХАРАКТЕРНІ ЗНАЧЕННЯ ВАЛЕНТНОСТЕЙ ДЕЯКИХ АТОМІВ
ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ**

элементы	валентность	примеры соединений
H, F, Li, Na, K	I	H ₂ , HF, Li ₂ O, NaCl, KBr
O, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn	II	H ₂ O, MgCl ₂ , CaH ₂ , SrBr ₂ , BaO, ZnCl ₂
B, Al	III	BCl ₃ , AlBr ₃
C, Si	IV	CO ₂ , CH ₄ , SiO ₂ , SiCl ₄
Cu	I,II	Cu ₂ O, CuO
Fe	II,III	FeCl ₂ , FeCl ₃
Cr	II,III,VI	CrCl ₂ , CrCl ₃ , CrO ₃
S	II,IV,VI	H ₂ S, SO ₂ , SO ₃
N	III,IV	NH ₃ , NH ₄ Cl, HNO ₃
P	III,V	PH ₃ , P ₂ O ₅ , H ₃ PO ₄
Sn, Pb	II,IV	SnCl ₂ , SnCl ₄ , PbO, PbO ₂
Cl, Br, I	I,III,V,VII	HCl, ClF ₃ , BrF ₅ , IF ₇

ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ ДЕЯКИХ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Іони	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ₂ ²⁺	[Hg] ₂ ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	30	62	94	40	56	104	153	102	152	71	72	160	75	75	80	232	81	128	217	418	135	223
OH ⁻	18	35	24	40	56	58	74	22	71	78	103	89	90	107	93	93	98	125	99	146	235	436	153	241
F ⁻	20	37	26	42	58	62	78	126	75	84	109	93	94	113	97	97	102	127	103	150	239	440	157	245
Cl ⁻	36,5	53,5	42,5	58,5	74,5	95	111	159	208	133,5	158,5	126	127	162,5	130	130	135	143,5	136	183	272	473	190	278
Br ⁻	81	98	87	103	119	184	200	248	297	267	292	215	216	296	219	219	224	188	225	272	361	562	279	367
I ⁻	128	145	134	150	166	278	294	342	391	408	433	309	310	437	313	313	318	235	291	366	455	656	373	461
S ²⁻	34	68	46	78	110	56	72	120	169	150	200	87	88	208	91	91	96	248	97	144	233	434	151	239
SO ₃ ⁻	82	116	94	126	158	104	120	168	217	294	344	135	136	352	139	139	144	296	145	192	281	482	199	287
SO ₄ ⁻	98	132	110	142	174	120	136	184	233	342	392	151	152	400	155	155	160	312	161	208	297	498	215	303
NO ₃ ⁻	63	80	69	85	101	148	164	212	261	213	238	179	180	242	183	183	188	170	189	236	325	526	243	331
PO ₄ ⁻	98	149	116	164	212	262	310	454	601	122	147	355	358	151	367	367	382	419	385	526	793	698	547	811
CO ₃ ⁻	62	96	74	106	138	84	100	148	197	234	284	115	16	292	19	119	124	276	125	172	261	462	179	267
SiO ₃ ⁻	78	112	90	122	154	100	116	164	213	282	332	131	132	340	135	135	140	292	141	188	277	478	195	283
CN ⁻	27	44	33	49	65	76	90	140	189	105	130	107	108	134	111	111	116	134	117	164	253	454	171	259
SCN ⁻	59	76	65	81	97	140	204	253	201	226	226	171	172	230	175	175	180	166	181	228	317	518	235	323
C ₂ O ₄ ⁻	90	124	102	134	166	112	128	176	225	318	368	143	144	376	147	147	152	304	153	200	289	490	207	295
CH ₃ COO ⁻	60	77	66	82	98	142	158	206	255	204	229	173	174	233	177	177	182	167	183	230	319	520	237	325

Додаток 6 – Співвідношення між деякими несистемними одиницями в одиницях СІ

<i>Величина</i>	<i>Одиниця</i>	<i>Еквівалент у СІ</i>
Довжина	Мікрон, мікромметр (мкм)	$1 \cdot 10^{-6}$ м
	Ангстрем (А)	$1 \cdot 10^{-10}$ м
	Атмосфера фізична (атм)	$1,01325 \cdot 10^5$ Па
Тиск	Міліметр ртутного стовпа (мм рт.ст.)	133,322 Па
Енергія, робота	Електронвольт (еВ)	$1,60219 \cdot 10^{-19}$ м
Кількість теплоти	Калорія (кал)	
	Кілокалорія (ккал)	
Дипольний момент	Дебай (D)	

Додаток 7 – Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

<i>Постійна</i>	<i>Позначення</i>	<i>Чисельні значення</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 ⁻¹
Стала Фарадея	F	$9,64846 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газова стала	R	8,3144 Дж/(моль·К)

Додаток 8 - Поняття, одиниці

Термін	Літерне позначення	Одиниця
Абсолютна маса атома, молекули речовини A	$m_{(A)}$	кг, г
Абсолютна температура	T	К
Атомна маса (відносна)	A_r	а.о.м.
Валентність елемента A	B_A	-
Тиск (парціальний тиск) компонента A	P_A	Па
Індекс	i, j, k	-
Маса речовини A	m_A	кг, г
Масова доля елемента A у сполуці	ω_A	%
Молекулярна маса (відносна) речовини A	$M_{r,A}$	а.о.м.
Молярна маса речовини A	M_A	кг/моль, г/моль
Молярний об'єм	V_m	л/моль, м ³ /моль
Об'єм	V	л, м ³
Відносна густина газу A за газом B	D_B^A	-
Густина речовини A	ρ_A	г/мл, г/см ³
Температура за шкалою Цельсія	t°	°С
Універсальна газова стала	R	Дж/(моль·К)
Кількість речовини A	n_A	моль
Кількість речовини еквівалента	$n_{екв, A}$	моль (екв)
Молярна маса еквівалента речовини A	$M_{екв, A}$	г/моль
Молярний об'єм еквівалента речовини A	$V_{екв, A}$	м ³ /моль, л/моль

Додаток 9 – Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2.1										He -
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0				Ne -
3	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.6	Cl 3.0				Ar -
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	
	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8				Kr -
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	
	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5				Xe -
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.08	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	
	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2				Rn -
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac** 1.1	*Лантаноїди 1.08-1.14 **Актиноїди 1.11-1.2							

Додаток 10– Назви найважливіших кислот і їхніх солей

<i>Кислоти</i>	<i>Назви</i>	
	<i>кислоти</i>	<i>солі</i>
$HAIO_2$	Метаалюмінієва	Метаалюмінат
$HAsO_3$	Метамиш'якова	Метаарсенат
H_2AsO_4	Ортомиш'якова	Ортоарсенат
$HAsO_2$	Метамиш'яковиста	Метаарсеніт
H_3AsO_3	Ортомиш'яковиста	Ортоарсеніт
HBO_2	Метаборна	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборна	Ортоборат
$H_2B_4O_7$	Чотирьохборна	Тетраборат
HBr	Бромидна	Бромід
$HOBr$	Бромнуватиста	Гіпоброміт
$HBrO_3$	Бромнувата	Бромат
$HCOOH$	Мурашина	Форміат
CH_3COOH	Оцтова (етанова)	Ацетат
HCN	Ціановодень	Ціанід
H_2CO_3	Карбонатна	Карбонат
$H_2C_2O_4$	Щавлева	Оксалат
HCl	Хлоридна	Хлорід
$HClO$	Хлорноватиста	Гіпохлорит
$HClO_2$	Хлориста	Хлорит
$HClO_3$	Хлорнувата	Хлорат
$HClO_4$	Хлорна	Перхлорат
$HCrO_2$	Метахроміста	Метахроміт
H_2CrO_4	Хромова	Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Двухромова	Діхромат
HI	Йодидна	Йодид
HOI	Йоднуватиста	Гіпойодит
$HI O_3$	Йодновата	Йодат
$HI O_4$	Йодна	Перійодат
$HMnO_4$	Марганцева	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцевиста	Манганат
H_2MoO_4	Молібденова	Молібдат
HN_3	Азотистоводень	Азід
HNO_2	Нітритна	Нітрит

HNO_3	Нітратна	Нітрат
HPO_3	Метафосфатна	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфатна	Ортофосфат
$H_4P_2O_7$	Пірофосфатна	Діфосфат (пірофосфат)
H_3PO_3	Фосфориста	Фосфіт
H_3PO_2	Фосфорноватиста	Гіпофосфіт
H_2S	Сульфідна	Сульфід
$HSCN$	Родановодень	Роданід
H_2SO_3	Сульфітна	Сульфіт
H_2SO_4	Сульфатна	Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тіосульфатна	Тіосульфат
$H_2S_2O_7$	Піросульфатна	Дісульфат (піросульфат)
$H_2S_2O_8$	Персульфатна	Персульфат
H_2Se	Селеноводень	Селенід
H_2SeO_3	Селеніста	Селеніт
H_2SiO_3	Силікатна	Силікат

Додаток 11 – Кислоти та їх залишки

Кислота				Аніон	
1	2	3	4	5	6
Молекулярна формула	Назва	Структур. формула	Ос-нов-ність	Формула	Назва
HCl	Хлороводнева, хлоридна, соляна	$H - Cl$	1	Cl^-	Хлорид-йон
HBr	Бромоводнева, бромідна	$H - Br$	1	Br^-	Бромід-йон
HI	Йодоводнева, йодидна	$H - I$	1	I^-	Йодид-йон
H_2S	Сірководнева, сульфідна	$H - S - H$	2	HS^-	Гідросульфід-йон
$HClO$	Хлорнуватиста, гіпохлоритна, хлоратна (I)	$H - O - Cl$	1	ClO^-	Гіпохлорит-йон, хлорат (I)-йон
$HClO_2$	Хлориста, хлоратна (III)	$H - O - Cl = O$	1	ClO_2^-	Хлорит-йон, хлорат (III)-йон
$HClO_3$	Хлорнувата, хлоратна (V)	$H - O - \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \end{array} = O$	1	ClO_3^-	Хлорат-йон, хлорат (V)-йон
$HClO_4$	Хлорна, хлоратна (VII)	$H - O - \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \\ \parallel O \end{array} = O$	1	ClO_4^-	Перхлорат-йон, хлорат (VII)-йон
H_2SO_3	Сірчиста, сульфатна (IV)	$\begin{array}{l} H - O \\ H - O \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} S = O$	2	HSO_3^- SO_3^{2-}	Гідросульфит-йон, гідросульфат (IV)-йон, сульфит-йон, сульфат (IV)-йон
H_2SO_4	Сірчана, сульфатна	$\begin{array}{l} H - O \\ H - O \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} \begin{array}{l} \diagdown O \\ \diagup O \end{array} = O$	2	HSO_4^- SO_4^{2-}	Гідросульфат-йон, Сульфат-йон
HNO_2	Азотиста, нітритна, нітратна (III)	$H - O - N = O$	1	NO_2^-	Нітрит-йон, нітрат (III)-йон
HNO_3	Азотна, нітратна	$H - O - \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \end{array} = O$	1	NO_3^-	Нітрат-йон
HPO_3	Мета фосфатна	$H - O - \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \end{array} = O$	1	PO_3^-	Метафосфат-йон

1	2	3	4	5	6
H_3PO_4	Ортофосфорна, ортофосфатна, фосфорна, фосфатна	$\begin{array}{c} H-O \\ \\ H-O-P=O \\ \\ H-O \end{array}$	3	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	Дигідрофосфат-йон Гідрофосфат-йон Ортофосфат-йон, фосфат-йон
H_2CO_3	Вугільна, карбонатна	$\begin{array}{c} H-O \\ \\ H-O-C=O \end{array}$	2	HCO_3^- CO_3^{2-}	Гідрокарбонат-йон Карбонат-йон
$HMnO_4$	Марганцева, перманганатна, манганатна (VII)	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-Mn=O \\ \\ O \end{array}$	1	MnO_4^-	Перманганат-йон, манганат (VII)-йон
CH_3COOH	Оцтова, етанова	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-C-OH \\ \quad \\ H \quad O \end{array}$	1	CH_3COO^-	Ацетат-йон, етанат-йон
H_3PO_3	Ортофосфориста ортофосфатна (III)	$\begin{array}{c} H-O \\ \\ H-O \end{array} \rangle P-O-H$	2	$H_2PO_3^-$ HPO_3^{2-}	Дигідроортофосфіт-йон Гідроортофосфіт-йон
$H_4P_2O_7$	Дифосфорна, дифосфатна	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ H-O-P-O-P-O \\ \quad \\ H-O \quad O-H \end{array}$	4	$H_3P_2O_7^-$ $H_2P_2O_7^{2-}$ $HP_2O_7^{3-}$ $P_2O_7^{4-}$	Тригідродифосфат-йон Дигідродифосфат-йон Гідродифосфат-йон Дифосфат-йон
H_2CrO_4	Хромова	$\begin{array}{c} O \quad O \\ // \quad // \\ H-O-Cr-O-H \end{array}$	2	CrO_4^{2-}	Хромат-йон
$H_2Cr_2O_7$	Дихромова	$\begin{array}{c} H-O-Cr-O-Cr-O-H \\ // \quad // \\ O \quad O \end{array}$	2	$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат-йон

Додаток 12 – Деякі константи комплексних йонів

Комплекс. йон	K_n	β	Комплекс. йон	K_n	β
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$7 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$	$1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-14}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$		$[\text{Fe}(\text{CNS})_4]^-$		$7,1 \cdot 10^{24}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-33}$		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$1 \cdot 10^{30}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$		$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$		$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$	$1,2 \cdot 10^{16}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-68}$		$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$		$1,4 \cdot 10^{15}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$1,17 \cdot 10^7$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-34}$	
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$3,2 \cdot 10^{32}$	$[\text{HgS}_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-53}$	
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$		$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$	
$[\text{Co}(\text{NCS})_3]^-$		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 13 – Напрямок перебігу реакцій

Знак функції			Можливість процесу
ΔH	ΔS	ΔG	
-	+	-	Можливо при будь-яких температурах
+	-	+	Неможливо при будь-яких температурах
-	-	\pm	Можливо при досить низьких температурах
+	+	\pm	Можливо при досить високих температурах

Додаток 14 – Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та іонів при 298 К (25°C)

Речовина	ΔH°_{298} кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} кДж/моль	Речовина	ΔH°_{298} кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} кДж/моль
Al ₂ O ₃ (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0	TiO ₂ (к.)	-943,9	50,3	-888,6
CH ₄ (г.)	-74,9	186,2	-50,8	SO ₂ (г.)	-296,9	248,1	-300,2
C ₂ H ₄ (г.)	52,3	219,4	68,1	SO ₃ (г.)	-394,8	256,0	-370,0
C ₂ H ₂ (г.)	+226,8	200,8	+209,2	PCl ₅ (г.)	-369,45	362,9	-324,55
C ₂ H ₆ (г.)	-89,7	229,5	-167,9	PCl ₃ (г.)	-277,0	311,7	-286,27
C ₆ H ₆ (р.)	82,9	269,2	129,7	ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
C ₃ H ₈ (г.)	-103,85	269,87	-	ZnS (к.)	-205,4	57,74	-200,7
C ₄ H ₁₀ (г.)	-30,15	296,12	-4,10	Na ₂ O (к.)	-416,0	75,21	-377,1
CCl ₄ (г.)	-102,93	309,74	-60,63	Na ₂ SiO (к.)	-1525,4	113,8	-1427,7
CS ₂	88,7	151,0	64,4	SiO ₂ (к.)	-908,2	42,7	-854,2
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1	N ₂	0	-84,4	0
CO ₂ (г.)	-393,5	213,7	-394,4	O ₂	0	205,04	0
CaCO ₃ (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7	Cl ₂	0	222,0	0
CaC ₂ (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) ₂ (к.)	-986,6	76,1	-896,8	Al	0	28,35	0
CaCl ₂ (к.)	-785,8	113,8	-750,2	Al ³⁺	-524,7	-313,4	-481,2
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9	CO ₃ ²⁻	-676,3	-53,1	-528,1
CuS (к.)	-53,1	66,5	-53,6	Ca ²⁺	-542,9	-55,2	-553,1
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3	Cl ⁻	-167,46	55,1	-131,2
Fe ₂ O ₃ (к.)	-322,2	87,4	-740,3	Cu ²⁺	64,4	-98,7	64,98
Fe ₃ O ₄ (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2	Fe ²⁺	-87,9	-113,4	-84,94
FeS (к.)	-100,4	60,29	-100,8	Fe ³⁺	-47,7	-293,3	-10,5
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2	H ⁺	0	0	0
H ₂ O (г, л.)	-241,8	188,7	-228,6	NH ₄ ⁺	-132,4	114,4	-79,5
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3	K ⁺	-251,2	102,5	-282,3
H ₂ S (г.)	-21,0	205,7	-33,8	Li ⁺	-278,4	14,2	-293,8
NH ₃ (г.)	-46,2	192,6	-16,7	NO ₂ ⁻	-106,3	125,1	-35,3
NH ₄ NO (к.)	-365,4	151,0	-183,8	NO ₃ ⁻	-206,6	146,4	-110,5
NH ₄ Cl (к.)	-314,2	95,8	-203,2	Na ⁺	-239,66	60,2	-261,87
N ₂ O (г.)	82,0	219,9	104,1	OH ⁻	-229,94	-10,54	-157,3
NO (г.)	90,3	210,6	86,6	SO ₄ ²⁻	-907,5	17,2	-743,0
NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5	Zn ²⁺	-153,74	-110,67	-127,3

Додаток 15 – Добуток розчинності малорозчинних електролітів

<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>	<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>
<i>AgBr</i>	$5,3 \cdot 10^{-13}$	<i>CuS</i>	$6 \cdot 10^{-36}$
<i>AgCl</i>	$1,8 \cdot 10^{-10}$	<i>Fe(OH)₂</i>	$1 \cdot 10^{-15}$
<i>AgI</i>	$1,1 \cdot 10^{-16}$	<i>Fe(OH)₃</i>	$3,7 \cdot 10^{-40}$
<i>Ag₂S</i>	$6 \cdot 10^{-50}$	<i>FePO₄</i>	$1,3 \cdot 10^{-22}$
<i>Ag₂SO₄</i>	$2 \cdot 10^{-5}$	<i>FeS</i>	$5 \cdot 10^{-18}$
<i>BaCO₃</i>	$5,1 \cdot 10^{-9}$	<i>HgS</i>	$1,6 \cdot 10^{-52}$
<i>BaCrO₄</i>	$1,6 \cdot 10^{-10}$	<i>MgCO₃</i>	$2,1 \cdot 10^{-5}$
<i>BaSO₄</i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	<i>Mg(OH)₂</i>	$1,3 \cdot 10^{-11}$
<i>Ba₃(PO₄)₂</i>	$6 \cdot 10^{-39}$	<i>Mg₃(PO₄)₂</i>	$1,0 \cdot 10^{-13}$
<i>CaCO₃</i>	$5,1 \cdot 10^{-9}$	<i>MnCO₃</i>	$5,0 \cdot 10^{-10}$
<i>CaC₂O₄</i>	$2 \cdot 10^{-9}$	<i>MnS</i>	$2,5 \cdot 10^{-10}$
<i>CaF₂</i>	$4 \cdot 10^{-11}$	<i>PbCO₃</i>	$7,5 \cdot 10^{-14}$
<i>CaSO₄</i>	$6,3 \cdot 10^{-5}$	<i>PbI₂</i>	$8,0 \cdot 10^{-9}$
<i>Ca₃(PO₄)₂</i>	$2 \cdot 10^{-29}$	<i>PbS</i>	$2,5 \cdot 10^{-27}$
<i>CaHPO₄</i>	$2,7 \cdot 10^{-7}$	<i>PbSO₄</i>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
<i>Ca₅(OH)(PO₄)₃</i>	$1,6 \cdot 10^{-58}$	<i>SrCO₃</i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
<i>CdS</i>	$7,9 \cdot 10^{-27}$	<i>Zn(OH)₂</i>	$1 \cdot 10^{-17}$
<i>Cu(OH)₂</i>	$2,2 \cdot 10^{-20}$	<i>ZnS</i>	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Додаток 16 – Коефіцієнти активності йонів при різних йонних силах розчину

<i>Йонна сила розчину</i>	<i>Заряд йона z</i>		
	± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73
0,005	0,95	0,66	0,51
0,01	0,92	0,60	0,39
0,05	0,84	0,50	0,21
0,1	0,81	0,44	0,16
0,2	0,80	0,41	0,14
0,3	0,81	0,42	0,14
0,4	0,82	0,45	0,17

0,5	0,84	0,50	0,21
-----	------	------	------

Додаток 17 – Кислотно-основні індикатори

Індикатор	Колір в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному
Метилловий помаранчевий	червоний $pH < 3,1$	помаранчевий $3,1 < pH < 4,4$	жовтий $pH > 4,4$
Метилловий червоний	червоний $pH < 4,2$	помаранчевий $4,2 < pH < 6,3$	жовтий $pH > 6,3$
Фенолфталеїн	безбарвний $pH < 8,0$	безбарвний $8,0 < pH < 9,8$	пурпурний $pH > 9,8$
Лакмус	червоний $pH < 5,0$	фіолетовий $5,0 < pH < 8,0$	синій $pH > 8,0$

Додаток 18 – Таблиця логарифмів

$lg 1 = 0$	$lg 5 = 0,70$
$lg 1,4 = 0,15$	$lg 6 = 0,78$
$lg 1,6 = 0,20$	$lg 6,31 = 0,80$
$lg 2 = 0,30$	$lg 6,61 = 0,82$
$lg 2,5 = 0,40$	$lg 7 = 0,84$
$lg 3 = 0,48$	$lg 8 = 0,90$
$lg 4 = 0,60$	$lg 9 = 0,95$

Додаток 19 – Стандартні електродні потенціали металів в водних розчинах при $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$

Електрод	Електродна реакція	ϕ^0 , В	Електрод	Електродна реакція	ϕ^0 , В
Li^+/Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,045	Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,136
Rb^+/Rb	$Rb^+ + \bar{e} = Rb$	-2,925	Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,126
K^+/K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,925	W^{3+}/W	$W^{3+} + 3\bar{e} = W$	-0,05
Cs^+/Cs	$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	-2,923	Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,036
Ra^{2+}/Ra	$Ra^{2+} + 2\bar{e} = Ra$	-2,916	H^+/H_2	$H^+ + \bar{e} = \frac{1}{2} H_2$	0,00
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	-2,906	Ge^{2+}/Ge	$Ge^{2+} + 2\bar{e} = Ge$	+0,01
S_2^{2+}/S_2	$S_2^{2+} + 2\bar{e} = S_2$	-2,89	Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3\bar{e} = Sb$	+0,20
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	-2,866	Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	+0,23
Na^+/Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,714	Re^{3+}/Re	$Re^{3+} + 3\bar{e} = Re$	+0,3
La^{3+}/La	$La^{3+} + 3\bar{e} = La$	-2,522	Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	+0,337
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,363	O_2/OH^-	$\frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2\bar{e} = 2OH^-$	+0,401
Be^{2+}/Be	$Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	-1,847	Te^{2+}/Te	$Te^{2+} + 2\bar{e} = Te$	+0,402
Hf^{4+}/Hf	$Hf^{4+} + 4\bar{e} = Hf$	-1,700	Ru^{2+}/Ru	$Ru^{2+} + 2\bar{e} = Ru$	+0,45
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,662	Cu^+/Cu	$Cu^+ + \bar{e} = Cu$	+0,521
Ti^{2+}/Ti	$Ti^{2+} + 2\bar{e} = Ti$	-1,628	I_2/I^-	$\frac{1}{2} I_2 + \bar{e} = I^-$	+0,535
V^{2+}/V	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,186	$Hg_2^{2+}/2Hg$	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} = 2Hg$	+0,798
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,180	Ag^+/Ag	$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	+0,799
Cr^{2+}/Cr	$Cr^{2+} + 2\bar{e} = Cr$	-0,913	Rh^{3+}/Rh	$Rh^{3+} + 3\bar{e} = Rh$	+0,8
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,763	Os^{2+}/Os	$Os^{2+} + 2\bar{e} = Os$	+0,85
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,744	Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	+0,854
Ga^{3+}/Ga	$Ga^{3+} + 3\bar{e} = Ga$	-0,53	Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2\bar{e} = Pd$	+0,987
S^0/S^{2-}	$S^0 + 2\bar{e} = S^{2-}$	-0,51	Br_2/Br^-	$\frac{1}{2} Br_2 + \bar{e} = Br^-$	+1,065
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,440	Ir^{3+}/Ir	$Ir^{3+} + 3\bar{e} = Ir$	+1,15
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,403	Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	+1,2
Tl^+/Tl	$Tl^+ + \bar{e} = Tl$	-0,336	Cl_2/Cl^-	$\frac{1}{2} Cl_2 + \bar{e} = Cl^-$	+1,359
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,277	Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	+1,498
V^{3+}/V^{2+}	$V^{3+} + \bar{e} = V^{2+}$	-0,255	Au^+/Au	$Au^+ + \bar{e} = Au$	+1,691
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,250	H_2/H^-	$\frac{1}{2} H_2 + \bar{e} = H^-$	+2,2
Mo^{3+}/Mo	$Mo^{3+} + 3\bar{e} = Mo$	-0,20	F_2/F^-	$\frac{1}{2} F_2 + \bar{e} = F^-$	+2,87

Додаток 20 – Стандартні електродні потенціали деяких ОВР у водних розчинах

Електрод	Рівняння процесу	ϕ^0 , В
AsO_3^- / AsO_2^-	$AsO_3^- + 2\bar{e} + 2H^+ = AsO_2^- + H_2O$	0,56
$Br_{2(p)} / 2Br^-$	$Br_2 + 2\bar{e} = 2Br^-$	1,07
$2CO_{2(r)} / H_2C_2O_{4(r)}$	$2CO_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2C_2O_4$	-0,49
$Cl_{2(r)} / 2Cl^-$	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$	1,36
ClO^- / Cl^-	$ClO^- + 2\bar{e} + H_2O = Cl^- + 2OH^-$	0,89
ClO^- / Cl^-	$ClO^- + 2\bar{e} + 2H^+ = Cl^- + H_2O$	1,49
ClO_2^- / ClO^-	$ClO_2^- + 2\bar{e} + H_2O = ClO^- + 2OH^-$	0,66
ClO_2 / ClO_2^-	$ClO_2 + \bar{e} = ClO_2^-$	1,16
$2ClO_3^- / Cl_{2(r)}$	$2ClO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = Cl_2 + 6H_2O$	1,47
ClO_3^- / Cl^-	$ClO_3^- + 6\bar{e} + 6H^+ = Cl^- + 3H_2O$	1,45
ClO_3^- / ClO_2^-	$ClO_3^- + 2\bar{e} + H_2O = ClO_2^- + 2OH^-$	0,33
ClO_4^- / Cl^-	$ClO_4^- + 8\bar{e} + 8H^+ = Cl^- + 4H_2O$	1,39
ClO_4^- / ClO_3^-	$ClO_4^- + 2\bar{e} + 2H^+ = ClO_3^- + H_2O$	1,19
ClO_4^- / ClO_3^-	$ClO_4^- + 2\bar{e} + H_2O = ClO_3^- + 2OH^-$	0,36
$HClO / Cl_2$	$HClO + \bar{e} + H^+ = \frac{1}{2} Cl_2 + H_2O$	1,63
$HClO_2 / HClO$	$HClO_2 + 2\bar{e} + 2H^+ = HClO + H_2O$	1,64
Co^{3+} / Co^{2+}	$Co^{3+} + \bar{e} = Co^{2+}$	2,07
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-} + 6\bar{e} + 14H^+ = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33
Cr^{3+} / Cr^{2+}	$Cr^{3+} + \bar{e} = Cr^{2+}$	-0,41
CrO_4^{2-} / CrO_2^-	$CrO_4^{2-} + 3\bar{e} + 2H_2O = CrO_2^- + 4OH^-$	-0,13
Cu^{2+} / Cu^+	$Cu^{2+} + \bar{e} = Cu^+$	0,16
$F_{2(r)} / 2F^-$	$F_2 + 2\bar{e} = 2F^-$	2,87
Fe^{3+} / Fe^{2+}	$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$	0,77
$H_{2(r)} / 2H^-$	$H_2 + 2\bar{e} = 2H^-$	+2,25
$H_2O_{2(p)} / 2OH^-$	$H_2O_2 + 2\bar{e} = 2OH^-$	-0,28
$H_2O_{2(p)} / 2H_2O$	$H_2O_2 + 2\bar{e} + 2H^+ = 2H_2O$	1,78
$I_{2(тв)} / 2I^-$	$I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$	0,54
IO_3^- / I^-	$IO_3^- + 6\bar{e} + 6H^+ = I^- + 3H_2O$	1,09
IO_3^- / I_2	$2IO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = I_2 + 6H_2O$	1,19
$MnO_{2(тв)} / Mn^{2+}$	$MnO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
$MnO_4^- / MnO_{2(тв)}$	$MnO_4^- + 3\bar{e} + 4H^+ = MnO_2 + 2H_2O$	1,695
MnO_4^- / MnO_4^{2-}	$MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$	0,54
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- + 5\bar{e} + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$MnO_4^- / MnO_{2(тв)}$	$MnO_4^- + 3\bar{e} + 2H_2O = MnO_2 + 4OH^-$	0,59
$N_2O_{4(r)} / NO_2^-$	$N_2O_4 + 2\bar{e} = 2NO_2^-$	1,07
$NO_2^- / NO_{(r)}$	$NO_2^- + \bar{e} + 2H^+ = NO + H_2O$	1,0

$2NO_3^- / N_{2(g)}$	$2NO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = N_2 + 6H_2O$	1,24
NO_3^- / NO	$NO_3^- + 3\bar{e} + 2H_2O = NO + 4OH^-$	-0,14
$NO_3^- / NO_{(r)}$	$NO_3^- + 3\bar{e} + 4H^+ = NO + 2H_2O$	0,96
NO_3^- / NO_2	$NO_3^- + \bar{e} + 2H^+ = NO_2 + H_2O$	0,84
NO_3^- / HNO_2	$NO_3^- + 2\bar{e} + 3H^+ = HNO_2 + H_2O$	0,94
NO_3^- / NO_2^-	$NO_3^- + 2\bar{e} + 2H^+ = NO_2^- + H_2O$	0,94
$O_{2(r)} / H_2O_{2(p)}$	$O_2 + 2\bar{e} + 2H^+ = H_2O_2$	0,68
$O_{2(r)} / H_2O_{2(p)}$	$O_2 + 2\bar{e} + 2H_2O = H_2O_2 + 2OH^-$	-1,37
$O_{2(r)} / 4OH^-$	$O_2 + 4\bar{e} + 2H^+ = 4OH^-$	0,40
$O_{2(r)} / 2H_2O$	$O_2 + 4\bar{e} + 4H^+ = 2H_2O$	1,23
$O_3(r) / O_{2(r)}$	$O_3 + 2\bar{e} + 2H^+ = O_2 + H_2O$	2,07
$O_3(r) / O_{2(r)}$	$O_3 + 2\bar{e} + H_2O = O_2 + 2OH^-$	1,24
$Pb^{2+} / PbO_{2(TB)}$	$Pb^{2+} + 2\bar{e} + 2H_2O = PbO_2 + 4H^+$	1,12
$PbO_{2(TB)} / PbSO_{4(TB)}$	$PbO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ + 2SO_4^{2-} = PbSO_4 + 2H_2O$	1,685
$PbO_{2(TB)} / Pb^{2+}$	$PbO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,455
$S_{(TB)} / H_2S_{(r)}$	$S + 2\bar{e} + 2H^+ = H_2S$	0,14
$S_{(TB)} / S^{2-}$	$S + 2\bar{e} = S^{2-}$	-0,45
$S_2O_8^{2-} / 2SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} + 2\bar{e} = 2SO_4^{2-}$	2,01
SO_3^{2-} / S	$SO_3^{2-} + 4\bar{e} + 6H^+ = S + 3H_2O$	0,50
SO_4^{2-} / S^{2-}	$SO_4^{2-} + 8\bar{e} + 8H^+ = S^{2-} + 4H_2O$	0,15
SO_4^{2-} / SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + 2\bar{e} + 2H^+ = SO_3^{2-} + H_2O$	0,20
SO_4^{2-} / SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + 2\bar{e} + H_2O = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
Tl^{3+} / Tl^+	$Tl^{3+} + 2\bar{e} = Tl^+$	1,25
Sn^{4+} / Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2\bar{e} = Sn^{2+}$	0,15
BiO_3^- / Bi^{3+}	$BiO_3^- + 2\bar{e} + 6H^+ = Bi^{3+} + 3H_2O$	1,80

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №1
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ
Спеціальність: 103 «Науки про Землю»
Рівень вищої освіти: бакалавр

Укладач: Шевченко В.Ф., доцент кафедри хімії навколишнього середовища

Підп. до друку
Умовн.друк.арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам. №

Надруковано з нового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15
