

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

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

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

Одеса 2017

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

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Спеціальність: 103 «Науки про Землю»

Рівень вищої освіти: бакалавр

Затверджено
на засіданні кафедри хімії
навколишнього середовища
протокол № 10
від 29 травня 2017 р.

Одеса 2017

Збірник методичних вказівок СРС та виконання контрольної роботи з дисципліни «Загальна хімія» для студентів I року заочної форми навчання. Спеціальність: 103 «Науки про Землю». Рівень вищої освіти: бакалавр

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2017. – 144 с.;
укр. мова.

ЗМІСТ

ВСТУП.....	6
Розділи програми дисципліни «Загальна хімія».....	8
Завдання і структура розділу дисципліни.....	8
Базові знання та вміння.....	9
Рекомендована література.....	11
Методичні вказівки до самостійної роботи по вивченню теоретичного матеріалу дисципліни «Загальна хімія».....	12
1 БУДОВА РЕЧОВИНИ.....	13
1.1 Основні поняття та закони хімії.....	13
1.2 Будова атома.....	13
1.3 Хімічний зв'язок.....	13
2 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	13
2.1 Енергетика хімічних процесів.....	13
2.2 Хімічна кінетика та рівновага.....	13
3 РОЗЧИНИ.....	14
3.1 Загальна характеристика розчинів.....	14
3.2 Розчини електролітів.....	14
3.3 Йонно-молекулярні рівняння.....	14
4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	14
4.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій.....	14
4.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	14
4.3 Типи окисно-відновних реакцій та їх кількісні характеристики, спрямованість.....	15
5 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ.....	15
5.1 Електрохімічні процеси та електродні потенціали металів.....	15
5.2 Гальванічні елементи та електрорушійна сила.....	15
5.3 Електроліз водних розчинів та розплавів.....	15
5.4 Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії.....	16
6 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ.....	16
6.1 Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості.....	16
6.2 Будова колоїдних частинок їх стійкість.....	16
Організація поточного та підсумкового контролю знань.....	17
Питання до самоконтролю.....	19
Знання до теоретичних модулів ЗМ-Л1 та ЗМ-Л2.....	23
ВКАЗІВКИ ДО РОЗВ'ЯЗАННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ.....	25
1 БУДОВА РЕЧОВИНИ.....	25
1.1 Поняття та їх визначення.....	25
1.1.1 Основні закони хімії.....	26
1.1.2 Закони ідеальних газів.....	27
1.1.3 Приклади розв'язання завдань.....	27

1.2	Будова атома.....	33
1.2.1	Моделі атома.....	33
1.2.2	Квантові числа, їх фізичний зміст.....	33
1.2.3	Електронні формули атомів.....	34
1.2.4	Електронні формули атомів у збудженому стані.....	34
1.2.5	Електронні формули йонів.....	34
1.2.6	Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва.....	35
1.2.7	Періодична зміна властивостей хімічних елементів.....	35
1.2.8	Приклади розв'язання завдань.....	35
1.3	Хімічний зв'язок.....	38
1.3.1	Виникнення хімічного зв'язку.....	38
1.3.2	Ковалентний зв'язок.....	38
1.3.3	Метод валентних зв'язків.....	38
1.3.4	Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул.....	38
1.3.5	Приклади розв'язання завдань.....	39
1.3.6	Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук.....	40
2	ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	42
2.1	Термохімія.....	42
2.1.1	Енергетика хімічних процесів.....	42
2.1.2	Теплові ефекти реакцій.....	43
2.1.3	Внутрішня енергія.....	43
2.1.4	Термохімічні закони.....	43
2.1.5	Приклади розв'язання завдань.....	43
2.2	Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій.....	45
2.2.1	Закон діючих мас.....	45
2.2.2	Хімічна рівновага.....	45
2.2.3	Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.....	45
2.2.4	Приклади розв'язання завдань.....	45
3	РОЗЧИНИ.....	46
3.1	Способи визначення складу розчинів.....	46
3.2	Колігативні властивості розведених розчинів.....	46
3.3	Водні розчини електролітів.....	46
3.3.1	Сильні електроліти.....	47
3.3.2	Йонний добуток води. Водневий показник.....	47
3.3.3	Гідроліз солей.....	47
3.3.4	Добуток розчинності.....	47
3.3.5	Приклади розв'язання завдань.....	47
4	ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	51
4.1	Теоретичні основи окисно-відновних реакцій.....	51
4.1.1	Ступінь окиснення.....	52
4.1.2	Окиснення та відновлення.....	52
4.1.3	Типові окисники, відновники, окисно-відновна двоїстість, еквіваленти окисників та відновників.....	53

4.2	Складання окисно-відновних реакцій (ОВР).....	54
4.2.1	Метод електронного балансу.....	54
4.2.2	Метод електронно-йонного балансу.....	54
4.2.3	Типи окисно-відновних реакцій.....	55
4.3	Кількісні характеристики ОВР, спрямованість.....	56
4.3.1	Спрямованість ОВР.....	56
4.3.2	Приклади розв'язання завдань.....	56
5	ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ.....	61
5.1	Електрохімічні процеси, стандартні електродні потенціали металів.....	62
5.2	Корозія металів та захист від неї.....	62
5.3	Приклади розв'язання завдань.....	62
6	ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ.....	71
6.1	Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості. Гетерогенні колоїдні системи та їх властивості. Сорбція. Види сорбції. Міцели. Коагуляція.....	71
6.2	Приклади розв'язання завдань.....	75
	Індивідуальні завдання контрольної роботи з дисципліни «Загальна хімія» для студентів заочної форми навчання.....	77
	ДОДАТКИ.....	132

ВСТУП

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

«Загальна хімія» є базовою дисципліною, яка сприяє вивченню фахових дисциплін.

Мета курсу – формування у студентів наукового світогляду, розуміння та знання загальних хімічних закономірностей, хімічної будови речовини, основних закономірностей перебігу хімічних реакцій, основ електрохімії та дисперсно-колоїдного стану речовин.

Після вивчення дисципліни у студентів повинен сформуватися комплекс хімічних знань з атомно-молекулярного вчення, будови атома, періодичного закону Д.І. Менделєєва, теоретичних основ неорганічних сполук; чітке сучасне уявлення про швидкість хімічних процесів, фазову та хімічну рівновагу, властивості металів, неметалів, комплексних сполук, молекулярних розчинів електролітів та неелектролітів, електрохімічних процесів та дисперсного стану речовини.

Дисципліна сприяє створенню в майбутніх спеціалістів широкого природничо-наукового світогляду що забезпечує основи екологічних знань та сприяє розумінню проблем раціонального використання природного багатства.

Студенти повинні отримати знання, які надалі дозволять їм засвоїти вивчення фахових дисциплін.

Студенти вивчають дисципліну під час установчих лекцій, практичних занять та виконання лабораторних робіт; у ході самостійної роботи навчаються працювати з підручниками, методичними посібниками, при виконанні планових контрольних завдань. Студенти можуть отримати індивідуальні консультації (очні та дистанційні) та повинні скласти екзамен.

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

Лабораторні заняття. Хімія це наука про речовини і їх перетворення. Для більш глибокого розуміння хімії як науки, заснованої на експерименті. В період сесії виконуються лабораторні роботи та 2 лабораторних модуля.

Практичні заняття проводяться в період сесії. При вивченні окремої теми засвоюються всі теоретичні положення, математичні залежності і їх висновки, принципи складання рівнянь хімічних реакцій. Вивчення матеріалу курсу супроводжується виконанням 2-х теоретичних модулів, 1-го практичного модуля. Розв'язування задач є одним з методів засвоєння, перевірки і закріплення теоретичного матеріалу.

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 модуля).

Самостійна 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 студент повинен виконати контрольну роботу №1, яка містить 2 теоретичних (тестових) та 1 практичний модуль (розв'язання 5 задач). 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).

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.

Розділи програми дисципліни «Загальна хімія»

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

1 ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИНИ

1.1 Основні поняття та закони хімії

1.2 Хімічна будова речовини

1.3 Хімічний зв'язок

2 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

2.1 Енергетика хімічних процесів

2.2 Хімічна кінетика та рівновага

3 РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА ЕЛЕКТРОЛІТІВ

3.1 Загальна характеристика розчинів

3.2 Розчини електролітів

3.3 Йонно-молекулярні рівняння та гідроліз солей.

4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

4.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій та їх значення

4.2 Складання рівнянь окисно-відновних реакцій (ОВР), типи ОВР

4.3 Кількісні характеристики і спрямованість

5 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

5.1 Електрохімічні процеси та електродні потенціали металів

5.2 Гальванічні елементи, електрорушійна сила

5.3 Електроліз розчинів та розплавів

5.4 Корозія металів та сплавів, методи захисту від корозії

6 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

6.1 Гетерогенні дисперсні системи, особливості цих систем

6.2 Будова колоїдних частинок та їх стійкість

Студенти виконують такі лабораторні роботи:

1. Виготовлення розчинів певної концентрації.
2. Гідроліз солей
3. Окисно-відновні реакції та закономірності їх перебігу та використання.
4. Корозія металів та методи захисту від корозії
5. Одержання золю, визначення його властивостей та порогу коагуляції.

Завдання і структура розділу дисципліни

1. Засвоєння фундаментальних законів природознавства та основних законів хімії.
2. Сучасне уявлення про хімічну будову речовин.

3. Розуміння закономірностей хімічних процесів та їх енергетику.
4. Знання основних властивостей молекулярних розчинів і розчинів електролітів та неелектролітів.
5. Засвоєння методів складання окисно-відновних реакцій.
6. Розуміння про спрямованість окисно-відновних реакцій.
7. Сучасне уявлення про хімічні процеси у гальванічних елементах та корозію металів, методах захисту металів від корозії.
8. Знання основних електродних процесів електролізу та законів Фарадея.
9. Класифікація дисперсних систем, складання умовних формул міцел, передбачення її поведінки в електричному полі та засоби коагуляції.
10. Перетворення хімічних знань у навички під час лабораторних занять.

Лекції з даної дисципліни ґрунтуються на теоретичних знаннях і практичних навичках наступних дисциплін: «Фізика», «Вища математика».

Отримані знання будуть надалі використовуватися при вивченні фахових дисциплін, передбачених напрямком підготовки.

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 самостійно засвоїти навчальний матеріал дисципліни.

Базові знання та вміння

Розуміння закономірностей процесів у довкіллі, вміння їх аналізувати і прогнозувати, вирішувати гідрологічні проблеми вказує на практичне засвоєння дисципліни.

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

- класифікація неорганічних сполук;
- теоретичні основи неорганічних сполук;
- теоретичні основи будови атомів елементів;
- періодичний закон та структура періодичної системи Д.І. Менделєєва;
- хімічний зв'язок та будова молекул;
- енергетика хімічних процесів;
- закономірності перебігу хімічних процесів;
- швидкість хімічних реакцій та фактори, що впливають на неї;
- хімічна рівновага та її зміщення;
- властивості розчинів неелектролітів та електролітів;
- властивості металів, неметалів та комплексних сполук;
- способи вираження концентрації розчинів;
- електролітична дисоціація електролітів;
- електролітична дисоціація води, водневий показник;
- йонні реакції в розчинах;
- гідроліз солей;

- класифікація хімічних реакцій;
- теоретичні основи окисно-відновних реакцій;
- ступінь окиснення або окисдаційне число;
- процеси окиснення та відновлення;
- методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій;
- спрямованість окисно-відновних реакцій; електродні процеси;
- гальванічні елементи та електрорушійні сили;
- сутність процесів електролізу, послідовність розрядки йонів;
- закони Фарадея та розрахунки за ними;
- класифікація корозійних процесів; види корозії металів;
- методи захисту металів від корозії;
- класифікація гетерогенних систем;
- молекулярно-кінетичні властивості гетерогенних дисперсних систем;
- оптичні властивості гетерогенних дисперсних систем;
- рівновага на поверхнях розподілу фаз;
- будова колоїдних частинок, міцели;
- стійкість і руйнування колоїдно-дисперсних систем;

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 та їх аналіз;
- вести розрахунки за хімічними формулами;
- вести визначення хімічних формул сполук;
- вести розрахунки за газовими законами, рівнянням Менделєєва-Клапейрона, законом еквівалентів;
- визначати молярні маси еквівалентів елементів та їх сполук.
- класифікувати неорганічні сполуки;
- визначати характерні ступені окиснення елементів та характер їх сполук;
- визначати типи хімічних зв'язків та просторову конфігурацію молекул;
- визначати теплоти хімічних реакцій та теплоти утворення сполук;
- визначати зміну при хімічних реакціях термодинамічних функцій стану системи: ентальпія, ентропії, енергії Гіббса;
- визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямки хімічних процесів;
- виконувати термохімічні розрахунки.
- визначати швидкість хімічних реакцій;

- виявляти характер впливу різних факторів на швидкість хімічних реакцій;
- враховувати зовнішні фактори на зміщення хімічної рівноваги;
- впливати на зміщення хімічної рівноваги;
- виготовлення розчинів певної концентрації;
- експериментально визначити концентрації розчинів;
- дослідити взаємодію солей з водою, визначити рН середовища;
- розрахувати константу гідролізу солей;
- розв'язувати розрахункові завдання;
- вести розрахунки та перерахунки концентрацій розчинів;
- передбачати реакцію середовища при взаємодії солей з водою, визначати кількісну характеристику цієї взаємодії – константу гідролізу;
- вести розрахунки за зміною ступеня окиснення, визначати окисник та відновник;
- володіти двома методами складання рівнянь окисно-відновних реакцій;
- використовувати стандартні окисно-відновні потенціали щодо виявлення реакційної здатності окисників та відновників ;
- виконувати розрахунки потенціалів металів за рівнянням Нернста;
- складати гальванічні елементи та вимірювати їх електрорушійну силу;
- записувати схеми гальванічних елементів та процеси на електродах;
- складати рівняння електролізу з нерозчинним і розчинним анодами;
- виконувати розрахунки щодо електролізу за законами Фарадея;
- володіти уявленням про корозію металів, її різновидах та методах захисту;
- володіти поняттями щодо гетерогенних дисперсних систем, їх особливостях;
- вміти складати умовну хімічну формулу колоїдних частинок, міцел;
- розуміти коагулюючу дію електролітів, та вести відповідні розрахунки, засвоїти правило Шульце-Гарді.

Рекомендована література

Основна:

1. Романова Н.В. Загальна хімія. / Київ: Перун, 1998. 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. / М.: КНОРУС, 2011. 752 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. / Л.: Химия, 1988. 272 с.

4. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія / К.: Центр учбової літератури, 2009. 311 с.
5. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. / Одеса, ТЕС, ОДЕКУ, 2009. 304 с.

Додаткова:

6. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. / М.: Химия, 1978. 482 с.
7. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. / К: Вища школа, 1991. 284 с.
8. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Основні поняття і закони хімії. Методичні вказівки / Одеса, ОДЕКУ, 2002. 60 с.
9. 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.
10. Герасименко Г.І. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до практичних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006. 51 с.
11. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт. / Одеса, ОДЕКУ, 2006. 75 с.
12. Герасименко Г.І. Електрохімія. Колоїдно-дисперсні системи. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт. / Одеса, ОДЕКУ, 2010. 72 с.
13. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт. / Одеса, ОДЕКУ, 2003. 81 с.
14. Костік В.В. Збірник методичних вказівок до контрольних робіт з курсу «Хімія» для студентів З/Ф. / Одеса, ОДЕКУ, 2002. 53 с.
15. 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.

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

Загальні поради: вивчити теоретичний матеріал розділів і тем дисципліни, використовуючи рекомендовану літературу, відповісти на питання до самоконтролю. При виникненні питань звертатися за консультацією до викладача за адресою: м. Одеса, вул. Львівська 15, НЛК № 2, к. 103 або за електронною адресою: chemistry@odeku.edu.ua.

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.

1 БУДОВА РЕЧОВИНИ

1.1 Основні поняття та закони хімії

При самостійному вивченні теми І 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.

Студенти використовують наступну літературу: [2] С.20-40; [5] С.10-48, 113-145.

1.2 Будова атома

Самостійне вивчення ІІ 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.

Для цього слід використовувати наступну літературу: [2] С.60-109; [5] С.71-94.

1.3 Хімічний зв'язок

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.

Література: [2] С.118-158; [5] С.98-112.

2 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

2.1 Енергетика хімічних процесів

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.

Література: [2] С.170-204; [5] С.148-169.

2.2 Хімічна кінетика та рівновага

Необхідно знати залежність швидкості реакції від температури та природи реагуючих речовин. Закон діючих мас. Швидкість реакцій в гетерогенних та гомогенних системах. Хімічна рівновага. Константа

рівноваги. Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Рівноваги у гомогенних та гетерогенних системах.

Література: [2] С.187-193; [5] С.175-190.

3 РОЗЧИНИ

3.1 Загальна характеристика розчинів

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

Література: [2] С.237-246; [5] С.193-203.

3.2 Розчини електролітів

Під час самостійного вивчення теорії електролітичної дисоціації слід уявити силу електролітів. Момент повної гідратації. Йонні пари. Активна концентрація йонів. Коефіцієнт активності. Йонна сила розчину.

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

Література: [2] С.246-252; [5] С.211-220.

3.3 Йонно-молекулярні рівняння

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

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

Література: [2] С.248-271; [5] С.220-236.

4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

4.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій

Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.271-280; [5] С.243-251.

При самостійному вивченні теми І студенту необхідно спиратися на шкільні знання основ хімії та вивчити основні поняття та їх визначення. Студенти повинні оволодіти поняттям *ступень окиснення*, вміти розраховувати її щодо простих та складних сполук. Чітко уявляти собі процеси втрати або приєднання електронів, їх механізм та відповідну дію.

4.2 Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Студентам бажано використовувати наступну літературу: [2] С.272-276; [5] С.244-246.

Потрібно оволодіти двома методами складання окисно-відновних (ОВР) реакцій: методом електронного балансу та електронно-йонного

балансу, з перевагою до останнього, так як він відповідає перебігу реакцій у рідкому стані (розчині) – це більша частина усіх ОВР.

4.3 Типи окисно-відновних реакцій та їх кількісні характеристики, спрямованість

Необхідно використовувати наступну літературу: [2] С.277-280, 293-298; [5] С.247-249.

Варто розрізнити такі типи ОВР як *міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні та диспропорціонування* (самоокиснення-самовідновлення). Ймовірність перебігу будь-якої ОВР за тих чи інших умов зумовлена рядом чинників, які впливають на величину стандартного окисно-відновного потенціалу напівреакції. Користуючись цим потенціалом, можна встановлювати можливість перебігу ОВР.

5 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

5.1 Електрохімічні процеси та електродні потенціали металів

Використовуємо наступну літературу: [2] С. 282-301, 293-298; [5] С.255-258.

Слід уявляти можливість використання гетерогенних окисно-відновних процесів для прямого перетворення хімічної енергії в електричну і навпаки. Оволодіти поняттям електрохімічна система та електрод, електродний потенціал металу.

5.2 Гальванічні елементи та електрорушійна сила

Для засвоєння теми використовують наступну літературу: [2] С.280-289, 291-299; [4] С.136-148, [5] С.255-265.

Гальванічний елемент – це прилад, що служить для перетворення хімічної енергії ОВР на електричну, електрони переходять за зовнішнім колом – це є спрямлений потік електронів. Слід мати уявлення про катод та анод, процеси які відбуваються на електродах, електрорушійну силу гальванічного елемента та її визначенні.

5.3 Електроліз водних розчинів та розплавів

Рекомендована наступна література: [2] С.302-313; [5] С.269-277.

Розуміти сукупність ОВР процесів, які відбуваються на електродах внаслідок пропускання сталого електричного струму від зовнішнього джерела крізь систему, що складається з двох електродів і розплав або розчину електроліту – *електроліз*. Мати уявлення про інертний та активний матеріал для виготовлення аноду, послідовність ОВР процесів, що відбуваються, та законах Фарадея.

5.4 Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії

За темою використовують наступну літературу: [2] С.568-575; [5] С. 285-292.

Треба уявляти будову металів, методи їх добування. Корозія – самовільний процес, який перебігає зі зменшенням енергії Гіббса, види корозії та електрохімічна корозія як найпоширеніша. Методи захисту від корозії.

6 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

6.1 Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості

Слід використовувати наступну літературу: [2] С.315-333; [4] С.179-220.

Знати ознаки дисперсних систем, їх гетерогенність та дисперсність. Молекулярно-кінетичні, оптичні властивості гетерогенних систем. Особливості будови поверхні розподілу фаз, існування поверхнево-активних та поверхно-інактивних речовин. Гідрофільні та гідрофобні поверхні твердих тіл, вплив розчинених речовин на змочування.

6.2 Будова колоїдних частинок їх стійкість

Цю тему вивчають, використовуючи основну літературу: [2] С.338-351; [4] С.228-244; додаткову: [12] С. 56-67.

Треба уявляти електричну будову колоїдних частинок. Складати умовну хімічну формулу колоїдної структури – *міцели*. Мати уявлення про коагуляцію колоїдно-дисперсних систем, коагулюючу дію розчинів електролітів, правило значності Шульце-Гарді.

Організація поточного та підсумкового контролю знань

Контроль поточних знань студентів дистанційної форми навчання виконується на базі модульно-накопичувальної системи організації навчання та виконується у відповідності з «Положенням про організацію поточного та підсумкового контролю знань студентів заочної форми навчання ОДЕКУ (від 17.11.2009 р.)». Підсумковим контролем є іспит.

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

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

Вона передбачає перевірку контрольної роботи, що складається з двох теоретичних та одного практичного модулів, 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 виконаної 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**. Теоретичні модулі – 2x20 балів, практичний модуль – 20 балів

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. Контрольна робота не зарахована коли студент одержав сумарну оцінку меншу за 36 балів, в цьому випадку вона повертається на доробку. Зарахована контрольна робота 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 положень 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 становить 40 балів та включає виконання 2 лабораторних робіт з хімії та звіт про них; усне опитування під час виконання 2 робіт, захист двох виконаних лабораторних робіт – 20 балів. Таким чином, за повністю виконану практичну частину може бути отримано 40 балів.

Кількість балів, яку можна отримати за виконання завдань:

<i>Загальна хімія</i>	
Міжсесійна контрольна робота (ОМ)	60 балів
Виконання практичних робіт в аудиторії та захист	20 балів
Виконання ЛР та звіт, усне опитування під час ЛР, захист ЛР	20 балів
Разом за дисципліну	100 балів

❖ 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 міжсесійні контрольні роботи.

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:

$$ПО = 0,5ОПК + 0,25(ОЗЕ + ОМ)$$

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

Питання до самоконтролю

1. Які основні положення викладені і ким, щодо атомно-молекулярного вчення.
2. Що таке атом, молекула, атомна одиниця маси, молекулярна маса, моль? Дати визначення.
3. Що зветься хімічним елементом, ізотопом, простою речовиною? Дати визначення.
4. Що називають хімічним еквівалентом, молярною масою еквівалента?
5. Як визначити фактор еквівалентності елемента, простої речовини?
6. Як визначити молярну масу еквівалента оксиду, гідроксиду, солі?
7. Як формулюють закон еквівалентів?
8. Який запис математичного виразу закону еквівалентів для різних випадків?
9. Який математичний вираз рівняння Менделєєва-Клайперона?
10. Що таке електрон, яка його маса, який має він заряд?
11. Що таке атомне ядро, складна чи проста його структура?
12. Які гіпотези моделі будови атома вам відомі, їх відмінності?
13. Які основні положення теорії Н.Бора.
14. Які існують квантові числа, їх фізичний зміст і як вони характеризують стан електрона?
15. Що таке енергетична комірка?
16. У чому полягає принцип Паулі, правило Хунда, які ще вам відомі правила, що визначають розташування електронів в атомі?
17. Як розрахувати максимальне число електронів на енергетичному підрівні і рівні атома?
18. Як формулюється сучасно періодичний закон Д.І.Менделєєва, як змінюються властивості хімічних елементів і їх сполук?
19. У чому полягає наукове і філософське значення закону і періодичної системи Д.І.Менделєєва?
20. Що таке енергонегативність, енергія йонізації і спорідненість до електрона?
21. Як можна охарактеризувати властивості елементів і їх сполук виходячи з електронної формули та положення в періодичній системі?
22. Які типи хімічного зв'язку існують, які вони мають характеристики?
23. Що таке ковалентний зв'язок, які він має властивості?
24. Що таке йонний зв'язок, які його властивості?
25. У чому полягають відмінності донорно-акцепторного зв'язку?
26. Які вам відомі гібридації атомних електронних орбіталей?
27. Чим зумовлена внутрішньомолекулярна взаємодія?
28. Які основні типи взаємодії молекул, як називають міжмолекулярні сили взаємодії?
29. Коли виникає водневий зв'язок? В чому його сутність?

30. Що вивчають хімічна термодинаміка, термохімія?
31. Якими термодинамічними величинами визначають термічну, хімічну стійкість речовин?
32. Що таке ентальпія утворення складної речовини?
33. За якими законами і правилами термохімії розраховують ентальпійний ефект хімічної реакції?
34. Які процеси відносять до екзо- та ендотермічних?
35. Коли можливий самовільний перебіг хімічної реакції?
36. Які термохімічні величини характеризують міру впорядкованості та міру найбільш ймовірного стану системи?
37. Що вивчає хімічна кінетика? Які системи називають гомогенними а які гетерогенними?
38. Які існують відмінності щодо швидкості хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах?
39. Які чинники впливають на швидкість хімічної реакції?
40. За якими законами визначається швидкість хімічної реакції? Який фізичний зміст константи швидкості реакції?
41. Як залежить швидкість хімічної реакції від температури? Яким правилом це визначається?
42. Що таке енергія активації?
43. Як можна прискорити хімічні реакції? Що таке каталізатори?
44. Які існують уповільнювачі хімічних реакцій? Як вони називаються?
45. Що таке гомогенний та гетерогенний каталіз, які відмінності?
46. У чому полягає механізм дії каталізаторів?
47. За якими умовами виникає хімічна рівновага?
48. Чому дорівнюють константи рівноваги гомогенної та гетерогенної систем, як вони пов'язані з термодинамічними функціями?
49. У чому полягає принцип Ле-Шательє? Як його застосовують при зміні параметрів системи?
50. Що називають розчином? Які способи виразу концентрації розчинів існують?
51. Які сполуки відносяться до електролітів, за якою ознакою їх визначають?
52. Що таке ступінь електролітичної дисоціації?
53. Надати математичний вираз закону розбавлення Оствальда. Який зв'язок між ступенем дисоціації та константою дисоціації?
54. Які електроліти відносять до сильних, які до слабких? Який критерій лежить в основі поділу електролітів на сильні та слабкі?
55. Що таке ефективна концентрація йонів, активність?
56. Чому дорівнює водневий показчик середовища?
57. Як дисоціюють кислоти, основи, солі. В чому полягає ступінчаста дисоціація?

58. В чому сутність гідролізу? Що таке ступінь гідролізу, константа гідролізу?
59. Які типи солей підлягають гідролізу?
60. Як можна передбачити та визначити середовище при гідролізі солі певного типу?
61. Які реакції називають окисно-відновними?
62. Що називають окисником та і відновником?
63. Наведіть приклади типових окисників і відновників.
64. Що означає поняття «ступінь окиснення»?
65. Які з перелічених нижче часток можуть бути відновниками чи окисниками: $K, Na^+, Cl_2, Cl^-, SO_2, SO_4^{2-}, O_2, F^-$.
66. Опишіть будову елемента Якобі-Даніеля.
67. Що таке стандартний електродний потенціал?
68. Як визначається електрорушійна сила гальванічного елемента?
69. За яким принципом розміщують метали в ряду стандартних електрохімічних потенціалів?
70. Яка будова і хімізм процесів паливних елементів?
71. Які переваги та недоліки воднево-кисневого паливного елемента?
72. Яка будова свинцевого акумулятора та принцип його дії?
73. Які екологічні проблеми пов'язані із виробництвом та використанням свинцевих акумуляторів?
74. Що називають електролізом?
75. Опишіть катодні і анодні процеси під час електролізу.
76. У чому полягає сутність процесу електролізу розплавів?
77. Опишіть сутність процесу електролізу водних розчинів.
78. Вкажіть відмінність процесів електролізу при застосуванні інертних і активних анодів.
79. Сформулюйте закони Фарадея.
80. Які екологічні проблеми пов'язані з використанням процесів електролізу у промисловості?
81. Наведіть приклади застосування процесів електролізу в промисловості і техніці.
82. Опишіть загальні властивості металів.
83. Чим зумовлена електро- і теплопровідність металів?
84. У чому полягає сутність процесу іржавіння заліза?
85. Як відбувається іржавіння оцинкованого і лудженого заліза у місцях пошкодження?
86. Опишіть способи для захисту сталі від корозії.
87. У чому полягає сутність протекторного способу захисту металів від корозії?
88. Що таке неіржавіюча сталь?
89. Назвіть умови, коли не можна використовувати цинк замість олова при виготовленні консервних банок.

90. Дати визначення поняття дисперсність.
91. Як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом?
92. Як можна одержати дисперсні системи?
93. Що означають поняття ПАР та ППР?
94. Що таке колоїдний захист?
95. Що таке поріг коагуляції?
96. Які процеси відбуваються під час коагуляції?

Знання до теоретичних модулів ЗМ-Л1 та ЗМ-Л2

Знання, якими мають оволодіти студенти після вивчення змістовного модуля ЗМ-Л1:

- 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.
- енергетика хімічних процесів;
- термодинамічні функції стану системи: внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса, енергія Гельмгольца;
- закони термодинаміки;
- закон Гесса та його наслідки;
- швидкість хімічних реакцій та чинники, які впливають на неї;
- хімічна рівновага та її зрушення;
- способи вираження концентрації розчинів;
- електролітична дисоціація електролітів;
- електролітична дисоціація води, водневий показник;
- іонні реакції в розчинах;
- гідроліз солей.

Навчально-методичне забезпечення теоретичного змістовного модуля (ЗМ-Л1) здійснюється за допомогою підручників, навчальних посібників та методичних вказівок, які є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ та на кафедрі хімії навколишнього середовища:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. / Л.: Химия, 1988.
2. Романова Н.В. Загальна хімія / Київ: Перун, 1998.
3. Коровин Н.В. Общая химия: Пособие для вузов. / М.: Высш. шк., 2000.
4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. / Одеса, ТЕС, ОДЕКУ, 2009. 304 с.
5. Зінченко В.Ф., Федорова Г.В., Костік В.В., Шевченко В.Ф. Загальна, колоїдна і неорганічна хімія. Конспект лекцій / Одеса, ТЕС, 2004.
6. Герасименко Г.І. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до практичних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006.
7. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006.
8. www.library-odeku.16mb.com

Знання, якими мають оволодіти студенти після вивчення змістовного модуля ЗМ-Л2:

- 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;
- адсорбція на поверхні розподілу фаз: тверде тіло – газ, тверде тіло – розчин.;
- електрокінетичні явища: електрофорез та електроосмос;
- електрична будова колоїдних частинок, міцели;
- коагулюючі дії електролітів, правило значності Шульце-Гарді.

Навчально-методичне забезпечення змістовного модуля ЗМ-Л2 здійснюється за допомогою недостатньої кількості підручників в бібліотеці ОДЕКУ та методичними вказівками, що є в наявності на кафедрі хімії навколишнього середовища:

1. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. / М.: Химия, 1978. 482 с.
2. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. / К: Вища школа, 1991. 284 с.
3. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія / К.: Центр учбової літератури, 2009. 311 с.
4. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2002.
5. Герасименко Г.І. Електрохімія. Колоїдно-дисперсні системи. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2010. 72 с.
6. www.library-odeku.16mb.com

Знання, якими мають оволодіти студенти після вивчення змістовного модуля ЗМ-П1: засвоїти методи розрахункових завдань з основних тем навчальної програми:

- Будова речовини.
- Закономірності перебігу хімічних реакцій.
- Розчини.
- Окисно-відновні реакції.
- Основи електрохімії.
- Основи колоїдної хімії.

Навчально-методичне забезпечення таке саме, як для виконання ЗМ-Л1 та ЗМ-Л2.

ВКАЗІВКИ ДО РОЗВ'ЯЗАННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

1 БУДОВА РЕЧОВИНИ

Після вивчення матеріалу даного розділу необхідно знати визначення понять «атом», «молекула», «речовина», «моль», «еквівалент»; формулювання законів хімії; вміти розраховувати молярну масу, молярну масу еквівалента речовини, фактор еквівалентності речовини, відносну густину газу за воднем та повітрям, кількість моль та молекул у певній масі (об'єму) речовини. Треба мати уявлення про будову атомів, електронні та електронно-графічні формули атомів; валентні електрони, запис електронної формули у стаціонарному та збудженому станах атомів 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 в [2] С.19-21. 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,

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

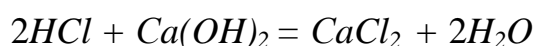
Молярний об'єм (V_m) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі (одиниця молярного об'єму – м³/моль або дм³/моль):

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

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 йону водню (H^+) відповідає $1/2$ $Ca(OH)_2$. Тобто, $1/2$ $Ca(OH)_2$ є еквівалентом гідроксиду кальцію в даній реакції. Число $1/2$ називають фактором еквівалентності $f_{екв}(Ca(OH)_2) = 1/2$.

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

1.1.1 Основні закони хімії ([2] С.22-33; [5] С.25-27)

Закон еквівалентів ([2] С.33; [5] С.25-27). Фактори еквівалентності простої речовини, кислот, основ, солей, оксидів.

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

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

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

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

$$f_{екв}(HNO_3) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{екв}(H_2CrO_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(H_3AsO_4) = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності основ дорівнює оберненій величині їхній кислотності (кількості йонів OH^- у молекулі основи, які в реакціях заміщуються на кислотні залишки): $f_{екв} \text{основи} = \frac{1}{n(OH^-)}$.

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

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

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

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

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

1.1.2 Закони ідеальних газів ([2] С.22-33; [5] С.28-30)

1.1.3 Приклади розв'язання завдань

Визначення хімічних формул за валентністю

Приклад 1. Знайти валентність хлору в його оксиді Cl_2O_7 та карбону в його гідриді – CH_4 (метані).

Розв'язання: Записуємо правило взаємного насичення валентностей.

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

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

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

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

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

Кількість речовини. Молярна маса

Приклад 2. Визначити число моль атомів у 5,25 г цинку.

Розв'язання: $M(\text{Zn}) = 65,39 \text{ г/моль} = 65 \text{ г/моль}$.

$$\nu(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{5,25 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,080 \text{ моль}.$$

Відповідь: 5,25 г цинку містять 0,08 моль атомарного цинку.

Приклад 3. Знайти кількість речовини молекул у 10 г оксиду Cu (I).

Розв'язання: Молярна маса оксиду Купруму (I) складається

$$M(\text{Cu}_2\text{O}) = 2A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}); \quad M(\text{Cu}_2\text{O}) = 2 \cdot 64 + 1 \cdot 16 = 144 \text{ г/моль}.$$

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 4. Розрахувати масу хлориду калію KCl за кількістю речовини 0,55 моль.

Розв'язання: Молярна маса дорівнює

$$M(\text{KCl}) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{Cl}); \quad M(\text{KCl}) = 1 \cdot 39 + 1 \cdot 35,5 = 74,5 \text{ г/моль.}$$

визначаємо масу KCl :

$$m(\text{KCl}) = \nu \cdot M(\text{KCl}); \quad m(\text{KCl}) = 0,55 \cdot 74,5 = 40,975 \text{ г.}$$

Відповідь: 40,975 г KCl містять 0,55 моль речовини.

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

Для розрахунків за газовими законами за нормальних умов (н.у.: $P = 101325 \text{ Па} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$; $T = 273 \text{ К}$) використовуємо наступні формули:

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

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; [5] С.28) 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:

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

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

$$M = 29 \cdot D_{\text{пов.}}$$

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 , яка дорівнює 8,314 Дж/моль·К.

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

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

Приклад 1. 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 2. Знайти об'єм, що займає 10 г кисню O_2 .

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

де $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$.

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{10 \cdot 22,4}{32} = 7 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: 10 г кисню займає об'єм 7 дм³.

Приклад 3. Знайти масу 1 дм³ метану CH_4 (н.у.).

Розв'язання: Маса 1 дм³ газу – це густина газу, тому використовуємо формули:

$$M = \rho \cdot V_m$$

$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,714 \text{ г/дм}^3.$$

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

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

Приклад 4. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 11.

Розв'язок. $M = D(\text{He}) \cdot M(\text{He}) = 11 \cdot 4 = 44$ г/моль.

де $M(\text{He}) = 4$ г/моль.

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 44 г/моль.

Приклад 5. Який об'єм займає оксид сульфуру (IV), або діоксид сульфуру (SO_2) масою 100 г при температурі 25°C і тиску 125 кПа.

Розв'язання: а) за об'єднаним законом Бойля-Маріотта та Гей-Люссака

Визначаємо кількість речовини сірководню

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

де $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль

Визначаємо об'єм газу за н.у.:

$$V(\text{SO}_2) = v(\text{SO}_2) \cdot V_m; \quad V(\text{SO}_2) = 1,56 \cdot 22,4 = 34,9 \text{ дм}^3.$$

Визначаємо об'єм діоксиду сульфуру за даними умовами, користуючись формулою об'єданого 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; $T_1 = (273+25) = 298$ К, V_1 – тиск, температура, об'єм за даних умов.

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(\text{SO}_2) = \frac{101,3 \cdot 298 \cdot 34,9}{125 \cdot 273} = 30,32 \text{ дм}^3.$$

б) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{звідси} \quad V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot p}$$
$$V = \frac{100 \cdot 8,314 \cdot (273 + 25)}{64 \cdot 125} = 30,32 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює $30,32 \text{ дм}^3$.

Приклад 6. Маса 500 см^3 газу, взятого за температури 27°C і тиску 101300 Па, дорівнює 0,568 г. Визначити молярну масу цього газу.

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

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

$P = 101300$ Па, $V = 0,50 \text{ дм}^3$, $T = (273+27) = 300$ К, $m = 0,568$ г.

$$M = \frac{1000 \cdot 0,568 \cdot 8,314 \cdot 300}{101300 \cdot 0,5} = 28 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 28 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_3 .

Розв'язання: За формулою $M_{екв} = f_{екв} \cdot M$ можна розрахувати $M_{екв}(H_3PO_3)$. Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ($f_{екв}$) кислоти:

$$f_{екв}(H_3PO_3) = \frac{1}{n(H^+)}; \quad f_{екв}(H_3PO_3) = \frac{1}{3},$$

$$M_{екв}(H_3PO_3) = f_{екв}(H_3PO_3) \cdot M(H_3PO_3) = \frac{1}{3} \cdot 82 = 27,33 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса еквівалента $H_3PO_3 = 27,33$ г/моль.

Приклад 3. Обчислити молярну масу еквівалента Феруму, знаючи що його хлорид містить 65,5% Хлору. Яку валентність виявляє Ферум та яка формула хлориду заліза, що утворюється при цьому? Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль $\approx 35,5$ г/моль

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

Знаходимо $m_{Me} = m_{сн} - m_{Cl}; \quad m_{Me} = 100 - 65,5 = 34,5 \text{ г}$

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

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(Cl)}{m(Cl)}; \quad M_{екв}(Me) = \frac{34,5 \cdot 35,5}{65,5} = 18,7 \text{ г/моль};$$

Обчислюємо валентність: $B(Fe) = \frac{M(Fe)}{M_{екв}(Fe)}; \quad B(Fe) = \frac{56}{18,7} = 3.$

Формула хлориду, що утворюється: $FeCl_3$.

Відповідь: молярна маса еквівалента Ферума = 18,7 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. Визначте який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

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

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

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

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

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

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

Відповідь: молярна маса еквівалента двовалентного металу дорівнює 12,15 г/моль; молярна маса еквівалента оксиду магнію становить 20,15 г/моль.

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

$$\text{Розв'язання: Згідно закону еквівалентів: } \frac{m(\text{A})}{M_{\text{екв}}(\text{A})} = \frac{m(\text{B})}{M_{\text{екв}}(\text{B})};$$

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

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

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

За рішенням 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 3,15 г повністю нейтралізована гідроксидом натрію масою 2,0 г.

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

$$M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{3,15 \text{ г} \cdot 40 \text{ г/моль}}{2,0 \text{ г}} = 63 \text{ г/моль},$$

де $M_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = f_{\text{екв}} \cdot M(\text{NaOH}) = 1 \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса еквівалента кислоти = 63 г/моль.

1.2 Будова атома

1.2.1 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; [5] С.71-72).

1.2.2 Квантові числа, їх фізичний зміст

Стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами ([2] С.79, 81, 85, 88; [5] С.71-79).

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 m_l – кількості орієнтувань залежать від орбітального квантового числа (енергетичного підрівня) і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l \dots 0 \dots +l$ (табл.1.1).

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	<i>s</i>	0	1
1	<i>p</i>	-1, 0, +1	3
2	<i>d</i>	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	<i>f</i>	-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 .

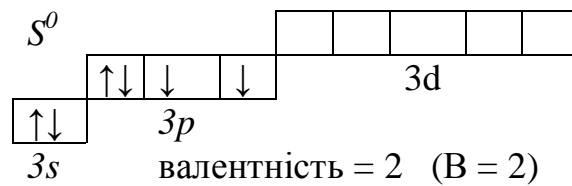
Електрони, які мають однаковий напрямок спіна $\uparrow\uparrow$ називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів $\uparrow\downarrow$ - *антипаралельними*.

1.2.3 Електронні формули атомів ([2] С.88-100; [5] С. 82-87)

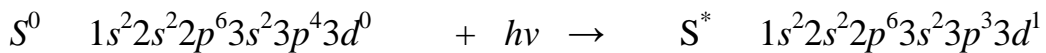
1.2.4 Електронні формули атомів у збудженому стані

Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі Сульфуру записується формулою ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ або $\text{S} \dots 3s^2 3p^4$, остання вказує валентні електрони (валентність - кількість зв'язків або кількість неспарених електронів).

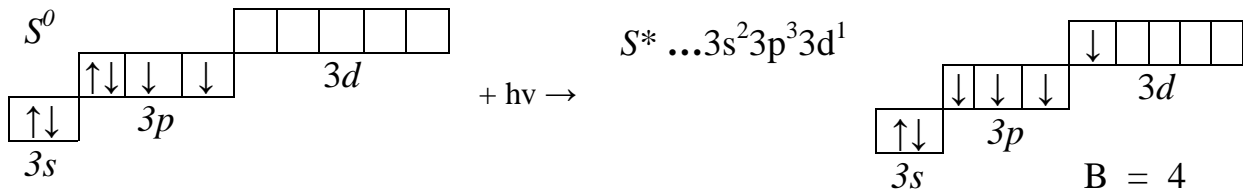
На третьому енергетичному рівні є вакантні d -орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з p - та s -підрівнів третього енергетичного рівня.



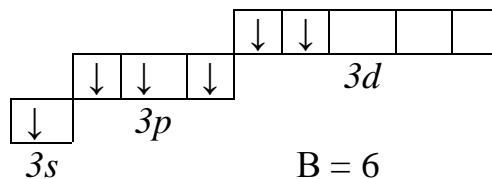
Електронна формула першого збудженого стану атома Сульфуру S^* :



або:



Електронна формула другого збудженого стану
 $S^* \dots 3s^2 3p^3 3d^1 + h\nu \rightarrow S^{**} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ або $\dots 3s^1 3p^3 3d^2$

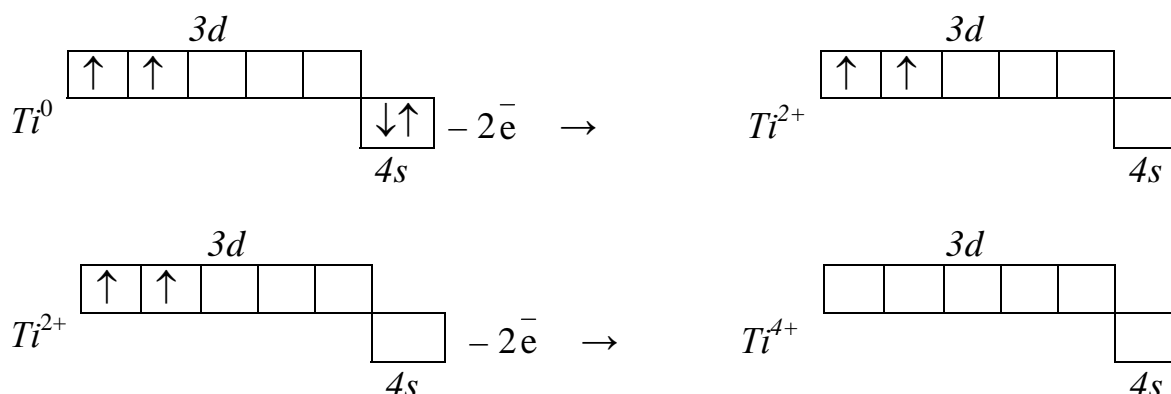
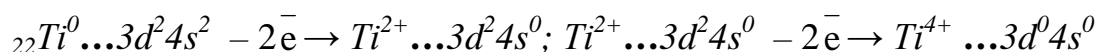


Внаслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульфуру стали неспареними, але кількість електронів незмінна.

1.2.5 Електронні формули йонів

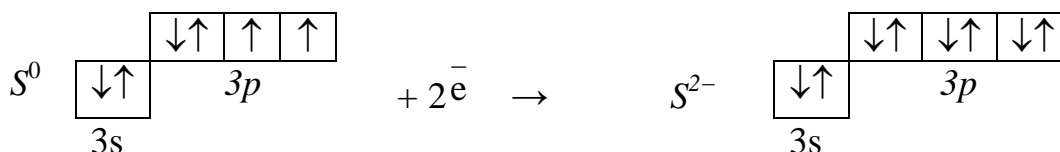
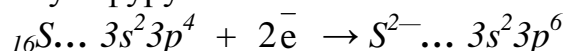
Електронні формули йонів відрізняються від електронних формул атомів. При утворенні йонів атоми можуть як втрачати так й приймати електрони. Важливо мати уявлення про валентні електрони. Валентні електрони – це електрони зовнішнього рівня (n) та попереднього підрівня (l), якщо він незаповнений. Наприклад електронна формула атома Ti :

${}_{22}\text{Ti}^0 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$, валентні електрони $\text{Ti}^0 \dots 3d^2 4s^2$, де 4 – зовнішній рівень (n), а попередній підрівень $3d^2$, на якому з 10 електронів (можливих) міститься тільки 2 e^- .



При утворенні позитивних йонів з атомів *s*- та *p*-елементів відриваються останні прийняті електрони з зовнішнього рівня. Атоми металів втрачають електрони, утворюючи тільки позитивно заряджені йони.

При утворенні негативно заряджених йонів, приєднання електронів відбувається на неповністю заповнені зовнішні орбіталі атома до їх завершення (p^6). Для Сульфуру маємо:



1.2.6 Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва

([2] С.50-59; [5] С.88-97)

Одним з найважливіших законів природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. ([2] С.50; [5] С.88).

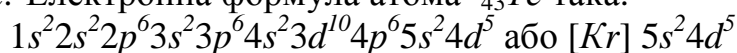
1.2.7 Періодична зміна властивостей хімічних елементів

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; [5] С.90-97).

1.2.8 Приклади розв'язання завдань

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

Розв'язання: Електронна формула атома ${}_{43}\text{Tc}$ 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 $Tc \dots 5s^2 4d^5$ – валентні електрони

останній рівень (n), попередній незаповнений підрівень (l) – $4d$

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

Розв'язання: Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії ($n+l$).

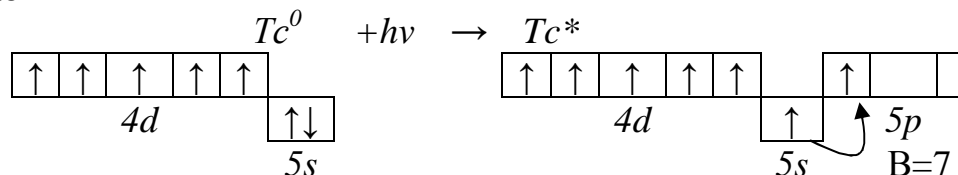
	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	$5s^2$	$4d^5$
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6

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

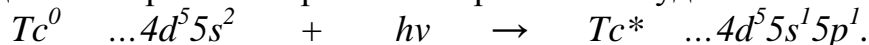
За другим правилом Клечковського: при однаковому значенні сум $n+l$ для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

Приклад 4. 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^*



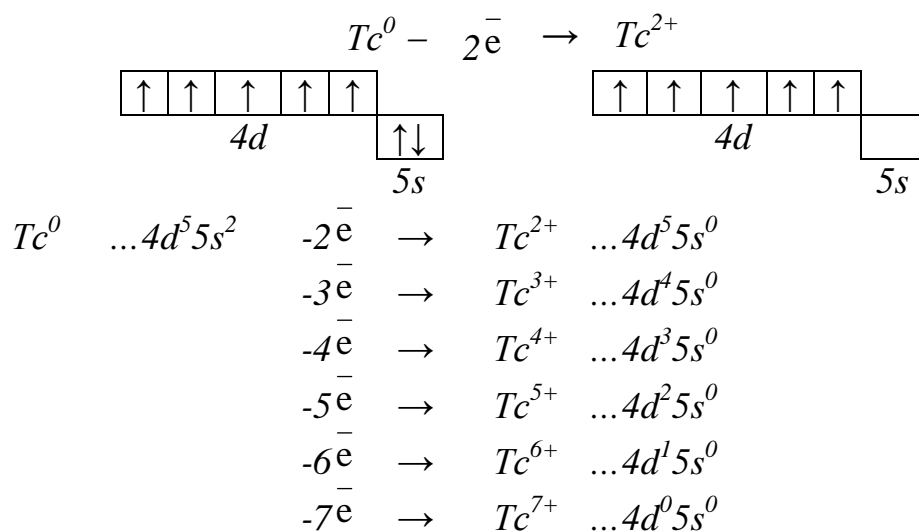
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Tc^* валентність дорівнює 7.

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

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

Розв'язання: Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 4p^6 5s^2 4d^3$. 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 7. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. 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 – $3s^2 3p^4$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^4$. 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 – Сульфур.

Приклад 8. 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.

1.3 Хімічний зв'язок

1.3.1 Виникнення хімічного зв'язку

([2] С.118-160; [5] С.98-112)

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.

1.3.2 Ковалентний зв'язок

([2] С.131-138; [5] С.99-100)

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

Формула речовини	Зв'язок	Енергія зв'язку, кДж/моль	Довжина зв'язку, нм
H 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 ≡ N	945,6	0,109
Cl ₂	Cl — Cl	242,3	0,198
S ₂	S = S	417,6	0,189
P ₂	P ≡ P	489,1	0,188

1.3.3 Метод валентних зв'язків

При утворенні хімічного зв'язку взаємодіють електрони зовнішніх електронних орбіталей – валентні електрони ([2] С.130-146)

1.3.4 Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул

([2] С.138-142; [5] С.101-104)

Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних

орбіталах. 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.

1.3.5 Приклади розв'язання завдань [2] С.110-111

Приклад 1. 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 сполучі 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 електронів орієнтовані по двох взаємно перпендикулярних осях, молекули сполуки матимуть кутову форму з валентним кутом $\approx 90^\circ$.

AsH₃. 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.

BCl₃. 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: $2s^2 2p^1 + hv \rightarrow 2s^1 2p^2$.

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° .

CCl₄. 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: $2s^2 2p^2 + hv \rightarrow 2s^1 2p^3$.

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 $109^\circ 28'$.

1.3.6 Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук ([2] С.598-622)

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).

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).

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 3 – Назви комплексних сполук за систематичною номенклатурою

<i>КС з комплексним катіоном</i>	<i>КС з комплексним аніоном</i>	<i>Електронеутральний комплекс</i>
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ тетраамінкупрум (II) сульфат	$K_3[Fe(CN)_6]$ калій гексаціаноферат(III)	$Fe(CO)_5$ пентакарбоніл феруму
$[Fe(H_2O)_6]Cl_3$ гексаакваферум(III) хлорид	$Na_3[Al(OH)_6]$ натрій гексагідроксоалюмінат	$Pt(NH_3)_2Br_2$ діаміндібромплатина
$[Cr(OH)_2H_2O(NH_3)_3]Br$ акватриамінгідроксо- хром(III)бромід	$Cs_2[Pt(CN)_4F_2]$ цезій дифлуоротетра- ціаноплатинат(IV)	$Cr(NH_3)_3(NCS)_3$ триамінтритіоціанато 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 (або константи нестійкості – K_n), яку називають *константою утворення комплексу*, або *константою стійкості*, і позначають β :

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

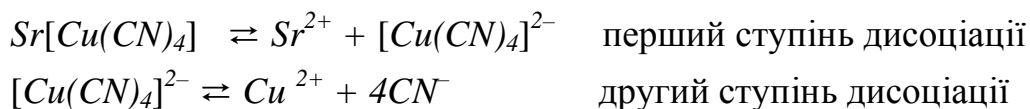
Приклад 1. Дати назву сполукам: $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Ca[BeF_4]$

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 2. 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.

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

2 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Після вивчення матеріалу цього розділу *необхідно знати* такі поняття «фаза», «система», «тепловий ефект»; параметри системи та функції стану системи, екзотермічний та ендотермічний процеси. *Вміти* розраховувати тепловий ефект хімічній реакції, ентропійний фактор системи та можливість самовільного перебігу реакції. Мати уявлення про основні поняття хімічної кінетики, про залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників. *Вміти* записати вираз для швидкості та константи рівноваги реакції згідно із законом діючих мас, визначати напрям зміщення рівноваги при зміні в системі одного з факторів; характер зміни параметрів у системі з метою зсуву рівноваги в бажаному напрямку; придбати практичні навички розрахунків з хімічної кінетики.

2.1 Термохімія

2.1.1 Енергетика хімічних процесів ([2] С.169-208)

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

2.1.2 Теплові ефекти реакцій ([2] С.170-173; [5] С.152-159)

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

2.1.3 Внутрішня енергія

Кожна система має певний запас енергії, яку називають внутрішньою енергією (U). ([2] С.199-201; [3] С.97-98; [5] С.151, 152-159)

$$\text{Ентропія ([2] С.202; [3] С.102, [5] С.157)} \quad \Delta S = \frac{Q}{T}.$$

Термодинамічна функція стану системи ([2] С.203; [5] С.158-160)

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

- енергія Гібса або ізобарно-ізотермічний потенціал.

2.1.4 Термохімічні закони ([2] С.172; [5] С.154-156)

Наслідки закону Гесса $\Delta H_{298 \text{ утв}}^0 = -\Delta H_{298 \text{ розкл}}^0$

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

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

2.1.5 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Розрахувати ентальпію хімічного процесу

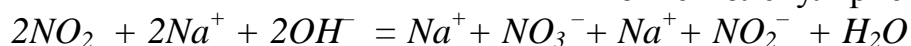


та визначити який це тепловий процес.

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



повне молекулярне рівняння,



повне молекулярно-йонне



скорочене 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:

$$\begin{aligned} \Delta H_{x.p.} &= [\Delta H_{298}^0(\text{NO}_3^-) + \Delta H_{298}^0(\text{NO}_2^-) + \Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O})] - [2\Delta H_{298}^0(\text{NO}_2) + \\ &+ 2\Delta H_{298}^0(\text{OH}^-)] = [-206,6 + (-106,3) + (-285,8)] - [2 \cdot 33,5 + 2(-229,94)] = \\ &= 498,7 - (-392,88) = -498,7 + 392,88 = -105,82 \text{ кДж} \end{aligned}$$

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

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

Розв'язання: Відомо, що ΔG є функцією стану, ΔG°_{298} – табличні данні (додаток 4), маємо:

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

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

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

Приклад 3. Реакція відбувається за рівнянням: $NH_4Cl(k) = NH_3(g) + HCl(g)$. Визначте можливість самовільного 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:

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

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

Тому: $\Delta H_{x.p.} = (\Delta H^\circ_{298} (NH_3) + \Delta H^\circ_{298} (HCl)) - \Delta H^\circ_{298} (NH_4Cl) =$
 $= (-46,19 - 32,30) - (-313,39) = 176,9 \text{ кДж/моль},$

де ΔH°_{298} табличні значення.

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

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

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

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 ($621,5 - 273 = 348,8^\circ\text{C}$)

Приклад 4. Визначте зміну ентропії ΔS процесу плавлення 90 г льоду, тобто фазового переходу $H_2O(k) - H_2O(p)$, за стандартних умовам.

Розв'язання: Функція стану ΔS може бути обчислена:

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

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

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

2.2 Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм. ([2] С.174-198; [5] С.175, 176)

2.2.1 Закон діючих мас ([2] С.176; [5] С.176, 177, 179)

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

2.2.2 Хімічна рівновага ([2] С.188-109; [5] С.182-185)

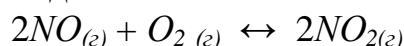
2.2.3 Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

([2] С.190-199; [5] С.185-187)

2.2.4 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. В гомогенній системі $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$ рівноважні концентрації реагуючих речовин при сталій температурі становить $[NO] = 0,4$ моль/дм³, $[O_2] = 0,2$ моль/дм³, $[NO_2] = 1,2$ моль/дм³. 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 4 рази: $CO_{2(г)} + C_{(т)} = 2CO_{(г)}$

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

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

Якщо тиск зменшиться у 4 рази (використовуємо тиск (P) замість концентрації (C)), а вирази для швидкостей будуть мати вигляд:

$$v'_{\text{пр}} = \bar{K}' [1/4 CO_2] = 1/4 \bar{K}' [CO_2] \quad v'_{\text{зв}} = \bar{K} [1/4 CO]^2 = 1/16 \bar{K} [CO]^2$$

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

Співвідношення $v'_{\text{зв}}/v_{\text{зв}} = 1/16 K [CO_2]^2 / K [CO_2]^2 = 1/16$, вказує, що швидкість зворотної реакції зменшиться у 16 раз.

Приклад 3. Визначити як зміниться швидкість реакції в гомогенній системі при зниженні температури з 90 до 60⁰С, якщо $\gamma = 3$.

Розв'язання: Згідно з правилом Вант-Гоффа :

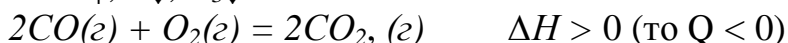
$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

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: $P \uparrow \rightarrow$ (в напрямку меншої кількості моль газів), $P \downarrow \leftarrow$ (в напрямку більшої кількості газоподібних сполук)

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

3 РОЗЧИНИ

Після вивчення матеріалу цього розділу студенти *повинні знати*: які системи називаються розчинами, що є основою якісних та кількісних методів визначення складу розчинів, основні положення сольватної теорії Д.І. Менделєєва; класифікацію розчинів за способом їх складу та фізико-хімічні величини, які необхідно при цьому використовувати; уміти визначати способи виразу концентрації розчинів, а також робити перерахунки з однієї концентрації в 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; [5] С.193-235).

3.1 Способи визначення складу розчинів ([2] С.219-220; [5] С. 193-196).

3.2 Колігативні властивості розведених розчинів ([2] С.228-237; [5] С. 211-213).

3.3 Водні розчини електролітів ([2] С.237-258; [5] С.213-219).

3.3.1 Сильні електроліти ([2] С.246-255; [5] С.219).

3.3.2 Йонний добуток води. Водневий показник ([2] С.259; [5] С.220-221).

3.3.3 Гідроліз солей ([2] С.264-270; [5] С.224-229).

3.3.4 Добуток розчинності ([2] С.256-258; [5] С.221-223).

3.3.5 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 моляльна 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 – маса розчиненої речовини; $m_{p-ну}$ – загальна маса розчину; $m_{p-ка}$ (m_s) – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см^3 ; V – об'єм розчину.

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

бо $C\% = \omega \cdot 100\%$

Моляльна концентрація дорівнює:

$$C_m = \frac{V_p}{m_s}; \quad C_m = \frac{m_p \cdot 1000}{M \cdot m_s},$$

де m_p і m_s – маса розчиненої речовини і розчинника; M – молярна маса розчиненої речовини. Одиниця виміру моляльності – **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) ($C_{екв}$) та титр (T) розчину.

$$C_M = \frac{V_p}{V_{p-ну}}; \quad C_M = \frac{m_p}{M_p \cdot V_{p-ну}}$$

$$C_H = C_{екв} = \frac{V_{екв p}}{V_{p-ну}}; \quad C_{екв} = \frac{m_p}{M_{екв p} \cdot V_{p-ну}}$$

$$T^* = \frac{m_p}{V_{p-ну}}; \quad T = \frac{C_{екв} \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

T^* - титр розраховується до четвертого знаку.

Треба визначити об'єм розчину, який дорівнює:

$$V = \frac{m_p}{\rho}.$$

Тоді:

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

$$C_{екв} = \frac{m_p \cdot \rho}{f_{екв} \cdot M_p \cdot m_s} = \frac{32 \cdot 1,15 \cdot 10^3}{\frac{1}{3} \cdot 133,5 \cdot 200} = 4,14 \text{ моль/дм}^3$$

або

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

$$T = \frac{C_M \cdot M}{1000} = \frac{1,38 \cdot 133,5}{1000} = 0,1842 \text{ г/см}^3$$

Відповідь. Масові концентрації: $\omega = 0,16$; $C_m = 1,427$ моль/кг;
об'ємні: $C_M = 1,38$ моль/дм³; $C_{Мекв} = 4,14$ моль/дм³; $T = 0,1842$ 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:

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

Масу Na_2CO_3 , необхідну для приготування розчину обчислимо:

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

де $M(Na_2CO_3) = 106$ г/моль.

Відповідь. Для виготовлення 250 см³ 0,25 М розчину треба взяти наважку соди (карбоната натрію) масою 6,625 г.

Приклад 3. Сірководень об'ємом 14 см³ розчинили у воді масою 500 г (н.у.). Обчисліть масову частку сірководню в розчині.

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

$$\nu(H_2S) = \frac{V(H_2S)}{V_m} = \frac{0,014 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,000625 \text{ моль}.$$

Маса розчиненого сірководню дорівнює:

$$m(H_2S) = \nu(H_2S) \cdot M(H_2S) = 0,000625 \cdot 34 = 0,02125 \text{ г},$$

де $M(H_2S) = 34$ г/моль

Маса розчину дорівнює:

$$m_{p-ny} = m(H_2O) + m(H_2S) = 500 + 0,02125 \approx 500,02 \text{ г}$$

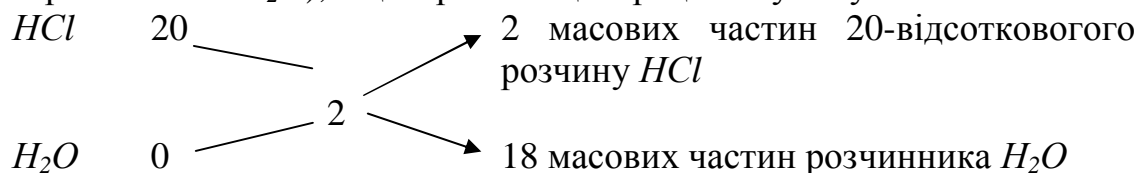
Масова частка сірководню в цьому розчині дорівнює:

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

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-відсоткового 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-відсоткового розчину HCl треба $22,7 \text{ см}^3 HCl$ та 225 см^3 води (H_2O).

Розчини сильних електролітів

Приклад 1. Обчислити йонну силу розчину K_2SO_4 , що має концентрацію 0,02 моль на 1000 г H_2O .

Розв'язання: Йонна сила розчину дорівнює:

$$I = 1/2 \cdot (C_1Z_1^2 + C_2Z_2^2 + \dots + C_iZ_i^2)$$

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

Відповідь: Йонна сила розчину дорівнює 0,06.

Приклад 2. 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 $M(CaCl_2) = 111$ г/моль, 500 г = $0,5$ кг

Обчислимо йонну силу розчину:

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

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:

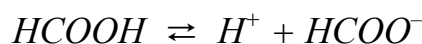
$$a_{CaCl_2} = a_{Ca^{2+}} \cdot (a_{Cl^-})^2 = 0,0097 \cdot (0,0289)^2 = 8 \cdot 10^{-6}.$$

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

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 $0,01$ н 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:

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

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

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

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

$$C_{\text{іон}} = C \cdot \alpha \cdot n.$$

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

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

Концентрація йонів OH^- дорівнює:

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

4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Після вивчення матеріалу цього розділу необхідно знати такі поняття: ступінь окиснення, окисник, відновник, процес окиснення, процес відновлення, стандартні окисно-відновні потенціали, спрямованість ОВР.

Вміти визначати окисно-відновні властивості елементів у сполуках, сполук в цілому, володіти двома відомішими методами складання рівнянь ОВР – методом електронного балансу та методом електронно-йонних напівреакцій. Вміти використовувати стандартні окисно-відновні потенціали (довідники) для вирішування питання про напрям тієї чи іншої ОВР.

4.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні реакції (ОВР) відносяться до найпоширеніших хімічних процесів у природі. Це згоряння палива, корозія металів, добування металів із руд, електроліз тощо. Вони лежать в основі

кругообігу хімічних елементів в природі, багатьох виробничих процесів, вони є основою життєдіяльності – обмін речовин і дихання, гниття та бродіння органічних сполук, засвоєння вуглекислого газу зеленими листками рослин (фотосинтез).

ОВР – це джерело енергії в ланцюзі дихання, за рахунок чого організм отримує майже 99% усієї енергії. Вони лежать в основі синтезу життєво необхідних органічних сполук – незамінних амінокислот, вуглеводів, жирних кислот, гормонів.

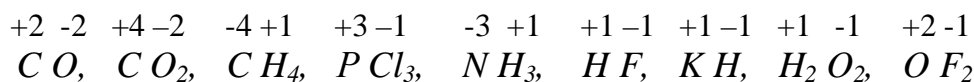
Значний внесок у розвиток теорії процесів окиснення-відновлення зробив французький хімік Л. Лавуазьє. Сучасна теорія ОВР ґрунтується на електронних уявленнях. Її розробляли такі українські й російські вчені, як Л. Писаржевський, М. Шилов, С. Даїн, Я. Михайленко та інші.

*Реакції, які відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу молекул реагуючих речовин, називаються **окисно-відновними**.*

4.1.1 Ступінь окиснення ([2] С.271-172; [5] С.243)

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в сполуці, обчислений на основі припущення, що ця сполука складається з йонів. Отже, ступінь окиснення є формальною величиною і тому його не використовують для пояснення природи хімічних зв'язків у сполуках. Ступінь окиснення прийнято позначати арабською цифрою із знаком «+» або «-» перед нею, та записують над елементом.

Ступінь окиснення хімічного елемента з більшою електронегативністю позначають цифрою зі знаком мінус, а з меншою – цифрою зі знаком плюс, наприклад:



Ступінь окиснення, як величина формальна, може набувати й дробових значень, наприклад, в сполуці Mn_3O_4 для Мангану це дорівнює $+8/3$

Алгебрична сума ступенів окиснення атомів у сполуці дорівнює нулю, а в складному йоні – його заряду.

4.1.2 Окиснення та відновлення ([2] С.273; [5] С.243-244)

Окиснення – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном.

Відновлення – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном.

Ці процеси (окиснення і відновлення) відбуваються одночасно, тобто вони є поєднаними (спряженими).

4.1.3 Типові окисники, відновники, окисно-відновна двоїстість, еквіваленти окисників та відновників ([2] С.277- 279; [5] С.246-248)

Важливим питанням є встановлення функції речовин, що беруть участь у процесі:

а) відновником є частинка (атом, молекула або йон), в якій елемент зі змінною величини ступеня окиснення, має найменше значення цієї величини. Це вільні Me , йон H^- , молекули $H_2 S$, NH_3 , PH_3 , KI , HCl та інші.

б) окисником є атом, молекула або йон, в яких елемент має найвище значення ступеня окиснення для нього. Наприклад:

$KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $HClO_4$, HNO_3 , H_2SO_4 , K_2FeO_4 , PbO_2 , Sn^{4+} , Co^{3+} та інші.

в) сполука, в якій елемент виявляє проміжне значення свого ступеня окиснення, може бути як окисником, так і відновником:

NO_2 , KNO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 , $HClO$, MnO_2 та ін.

Еквіваленти окисників та відновників

Еквівалентом називається така кількість речовини, що взаємодіє з 1 моль атомів водню.

1 моль атомів водню приєднує (віддає) 1 моль електронів:

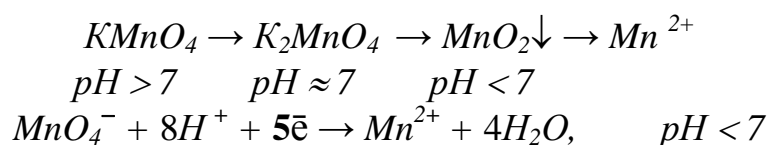


Еквівалентом окисника (відновника) називається така його кількість, що приєднує (віддає) 1 моль електронів.

Молярна маса еквівалента окисника (відновника) дорівнює його мольній масі M , помноженій на фактор еквівалентності:

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділеній на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника), наприклад:

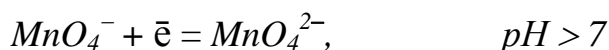


$$M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль}; \quad f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5};$$

$$M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ (г/моль)}$$



$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3}; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 158 = 52,7 \text{ (г/моль)}.$$



$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{1} = 1; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 1 \cdot 158 = 158 \text{ (г/моль)}.$$



$$M(\text{NaNO}_2) = 69 \text{ г/моль}; \quad f_{\text{екв}}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{екв}}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2} \cdot 69 = 34,5 \text{ (г/моль)}.$$

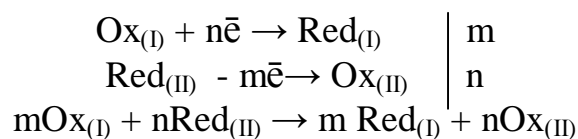
4.2 Складання окисно-відновних реакцій (ОВР)

Для складання ОВР потрібно знати функцію реагуючих речовин в ОВ процесі та встановити продукти реакції. Продукти визначають експериментально або передбачають на основі хімічних властивостей вихідних речовин. Другим етапом є визначення стехіометричних коефіцієнтів. Найбільш поширені такі методи: *електронного балансу* та *йонно-електронний* (метод напівреакцій). Обидва ґрунтуються на такому положенні:

Загальне число електронів, які віддає відновник, повинно дорівнювати числу електронів, які приєднує окисник.

4.2.1 Метод електронного балансу ([2] С.276; [5] С.244)

Окисник $\text{Ox}_{(I)}$, елемент у вищому або високому ступені окиснення, приєднуючи n електронів, перетворюється на відновник $\text{Red}_{(I)}$ де ступінь окиснення зменшується. Відновник $\text{Red}_{(II)}$, елемент у нижчому або низкому ступені окиснення, віддаючи m електронів, перетворюється на окисник $\text{Ox}_{(II)}$ у якому ступінь окиснення більш висока.



4.2.2 Метод електронно-йонного балансу ([2] С.274-276; [5] С.245-246)

Послідовність визначення коефіцієнтів в ОВР методом електронно-йонного балансу

1. Записати схему реакції (іноді треба дописати праву частину).
2. Переписати схему реакції в йонному вигляді, враховуючи дисоціацію (сильні електроліти в вигляді йонів, оксиди, газоподібні сполуки, осадки в вигляді молекул).
3. Записати спрощене йонне рівняння, в якому відсутні однакові йони до та після реакції
4. За спрощеним йонним рівнянням визначаємо в якому середовищі (кислому (H^+), лужному (OH^-), нейтральному (H_2O)) перебігає реакція (ліва частина рівняння).
5. За зміною стану йонів в розчині складаємо напівреакції *окиснення* та *відновлення* за допомогою агентів середовища, пам'ятаючи закон збереження маси (кількість атомів кожного елемента однакові до і після реакції).
6. Підсумовуємо заряди. Сума зарядів до реакції має дорівнювати сумі зарядів після реакції, визначаємо та дописуємо кількість відданих або прийнятих електронів.
7. За кількістю електронів у напівреакціях знаходимо найменше спільне кратне та обчислюємо коефіцієнти для окисника та відновника.
8. Підсумовуємо дві напівреакції з урахуванням коефіцієнтів. Якщо є однакові частинки (H^+ , OH^- , H_2O) їх скорочують.
9. Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами та перевіряємо кількість атомів до та після реакції.

4.2.3 Типи окисно-відновних реакцій ([2] С.278-280; [5] С.248)

Розрізняють такі типи ОВР: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні, диспропорціювання.

Міжмолекулярні ОВР – відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів у різних молекулах, вони становлять найбільшу групу ОВР. Під час перебігу цих реакцій обмін електронами відбувається між атомами, що входять до складу різних молекул.

Внутрішньомолекулярні ОВР – під час перебігу цих реакцій відбувається зміна ступеня окиснення атомів різних елементів, що входять до складу однієї молекули. Більшість таких ОВР – реакції термічного розкладання

Диспропорціювання або самоокиснення-самовідновлення відбуваються з одночасним збільшенням і зменшенням ступеня окиснення атомів одного й того самого елемента. Цей атом перебуває в проміжній ступені окиснення, тобто може бути водночас як окисником так і відновником. Такі процеси трапляються рідше ніж інші ОВР.

4.3 Кількісні характеристики ОВР, спрямованість ([2] С.297-298; [5] С.249)

Ймовірність перебігу будь-якої окисно-відновної реакції за тих чи інших умов зумовлена рядом чинників: хімічною природою окисника та відновника, температурою, значенням pH середовища, концентрацією реагентів, наявністю каталізатора тощо.

4.3.1 Спрямованість ОВР ([2] С.296-298)

Майже всі чинники впливають на величину стандартного окисно-відновного потенціалу. Користуючись цим потенціалом, можна встановити можливість перебігу ОВР.

Оскільки будь-який окисно-відновний процес відбувається з перенесенням електронів від відновника до окисника, то *критерієм самочинного перебігу ОВР є додатне значення електрорушійної сили (ЕРС) (позначають E^0), яке одержують шляхом віднімання стандартних окисно-відновних потенціалів окиснювача (процес відновлення) та відновника (процес окиснення).*

$$E^0 = \varphi^0_{(\text{ок})} - \varphi^0_{(\text{відн})} > 0$$

де $\varphi^0_{(\text{ок})}$ і $\varphi^0_{(\text{відн})}$ – стандартні ОВП окисника і відновника, наведені в довідниках (додатки, табл. 2).

Обов'язковою умовою перебігу будь-якої ОВР є позитивне значення різниці потенціалів. При негативній різниці потенціалів реакція неможлива в прямому напрямку.

Знаючи значення стандартних окисно-відновних потенціалів, можна вирішувати питання не тільки про напрям тієї чи іншої ОВР, а й про швидкість реакції. Чим більша різниця потенціалів, тим енергійніше відбувається реакція.

4.3.2 Приклади розв'язання завдань

1 Ступені окиснення

Приклад 1. Визначить ступінь окиснення елементів у їх сполуках та вкажіть до виділених елементів які з них можуть бути: тільки окисниками; тільки відновниками; як окисниками так і відновниками: H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , K_2SO_3 , S_2 .

Розв'язання.

а) треба визначати ступінь окиснення елементів маючи на увазі таке:

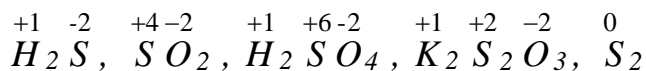
1. молекула електронейтральна, ступінь окиснення кисню в сполуках «-2», водню «+1».

2. ступінь окиснення простих речовин дорівнює нулю.

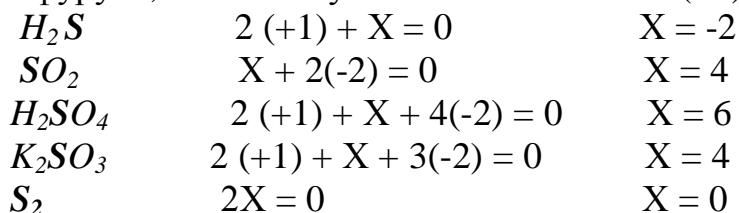
3. ступінь окиснення простих йонів металів дорівнює заряду йонів.

4. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю.

5. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в йоні дорівнює заряду йона.



Цей розрахунок є алгебраїчним: позначивши ступінь окиснення Сульфору X, знаючи ступінь окиснення K⁺ = (+1) та попередні вказівки :



Оскільки Сульфур – елемент шостої групи, значення вищого ступеня окиснення дорівнюватиме +6, тому в сполуці H_2SO_4 він може бути тільки окиснювачем.

Значення нижчого ступеня окиснення буде: $6 - 8 = -2$ (за правилом: № групи – 8), тому S в сполуці H_2S може бути тільки відновником.

Всі останні – проміжні ступені окиснення Сульфору, тому сполуки можуть бути як окисником так і відновником, це залежить від другого агента ОВР ($\text{SO}_2, \text{Na}_2\text{SO}_3, \text{S}_2$).

2 Окиснення та відновлення

Процес втрати електронів називається окисненням. Ступінь окиснення при цьому збільшується. Атом чи йон, який віддає електрони називається відновником. При цьому він окиснюється, а ступінь окиснення його підвищується.

Процес приєднання електронів називається відновленням. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Атом чи йон, який приєднує електрони, називається окисником. При цьому він відновлюється, а ступінь окиснення його зменшується.



Окиснення-відновлення – це єдність двох протилежних процесів.

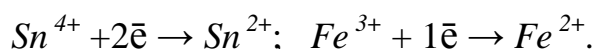
Без окиснення не може бути відновлення та навпаки. Окисник окиснює іншу речовину під впливом відновника, сам при цьому відновлюється.

3 Окисники, відновники та їх еквіваленти

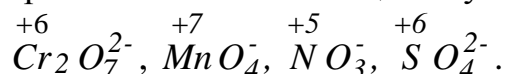
Найважливіші окисники:

1. Прості речовини – неметали VI та VII груп: $\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$

2. Катіони металів в вищій ступені окиснення:



3. Аніони, в яких центральний атом має вищий ступень окиснення –

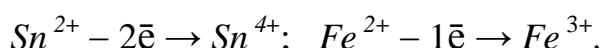


4. Пероксиди металів – Na_2O_2, BaO_2 .

Найважливіші відновники:

1. Метали – $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$.

2. Катіони, у яких ступень окиснення може зростати



3. Аніони прості та складні, в яких центральний атом має нижчий або проміжний ступень окиснення – $Cl^-, S^{2-}, {}^{+4}SO_3^{2-}, {}^{+3}NO_2^-$ тощо.

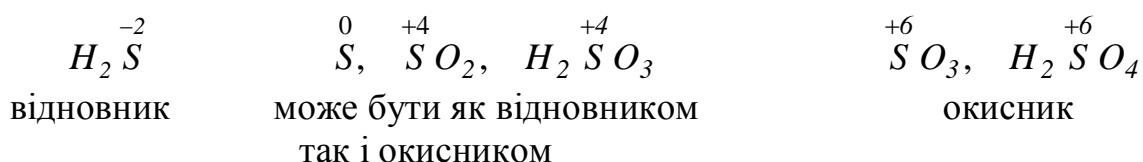
4. Гідриди – CaH_2, NaH, SiH_4, CH_4 .

5. Водень, вуглець, монооксид вуглецю, сірка – H_2, C, CO, S – при високих температурах.

Окисно-відновна двоїстість характерна для сполук, йонів, в яких елемент знаходиться в проміжній ступені окиснення, та в залежності від умов може виявляти як окисні, так і відновні властивості.

Сполуки елемента з вищим ступенем окиснення завжди окисники, а з нижчим ступенем окиснення – відновники.

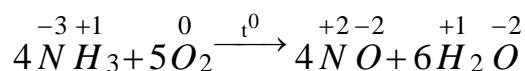
Здатність сполуки вступати в реакції з окисниками та відновниками називається *окисно-відновною двоїстістю*.

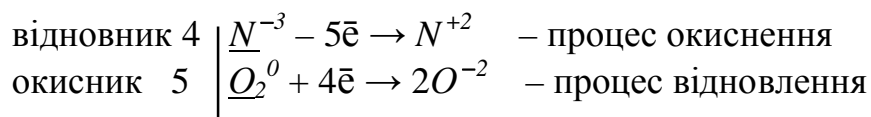


Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділений на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника).

4 Складання ОВР

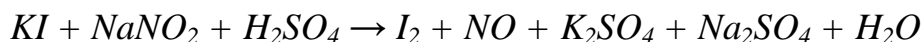
Метод електронного балансу засновано на визначені ступеня окиснення реагуючих речовин. Його застосовано для процесів в твердій та газоподібній фазах при високих температурах. Це процеси згорання, плавлення. Наприклад, каталітичне окиснення NH_3 :





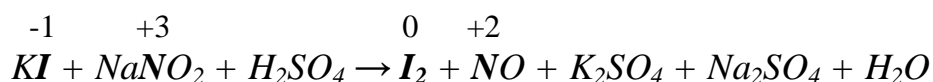
Завдання 1. Методом електронно-йонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

Приклад 1. *Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в кислому середовищі. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.*



Розв'язання.

1) Записуємо над символами елементів ступені окиснення елементів, визначаємо які з них змінюються в ОВР (їх можна підкреслити або ще якось виділити). Якщо є деякі навички, і є бачення щодо елементів які змінюють ступінь окиснення, то цю дію можна не виконувати, починати з другої дії, тобто з йонно-молекулярного рівняння.



2) 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.

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^+ .

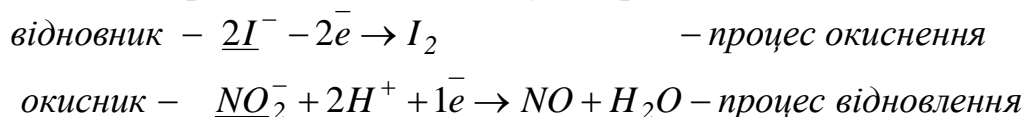
4) Записуємо схеми напівреакцій (виділені йони, молекули):



5) Визначаємо баланс атомів та йонів:



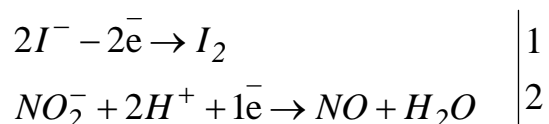
6) Визначаємо баланс зарядів в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища



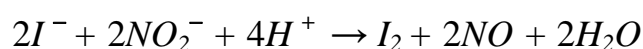
Йони йоду утворюють молекулу I_2 , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти $2I^-$, які втратять 2 електрони, тобто I^- – відновник.

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

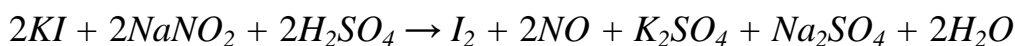
7) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ($2\bar{e}$ та $1\bar{e}$), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



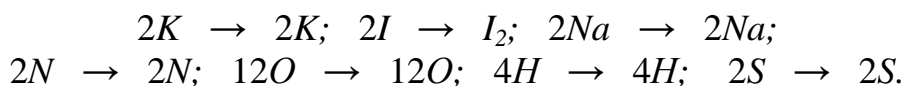
8) Підсумовуємо напівреакції у єдину реакцію з урахуванням коефіцієнтів



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.

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

бо $2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$ (згідно напівреакції)

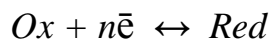
$$M_{екв}(NaNO_2) = 1 \cdot 69 = 69 \text{ г/моль}$$

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. $M_{екв}(KI) = 166 \text{ г/моль}$, $M_{екв}(NaNO_2) = 69 \text{ г/моль}$.

5 Спрямованість ОВР

У хімії прийнято всі напівреакції процесів окиснення і відновлення записувати як відновні. Це означає, що окиснена форма речовини (Ox),

приєднуючи електрони, перетворюється на відновлену форму (*Red*) за схемою:

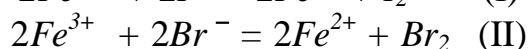
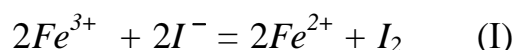


Кожна напівреакція, що характеризується більшим значенням окисно-відновного потенціалу (ОВП), відбувається легше, ніж реакція, в якій значення цього потенціалу менше.

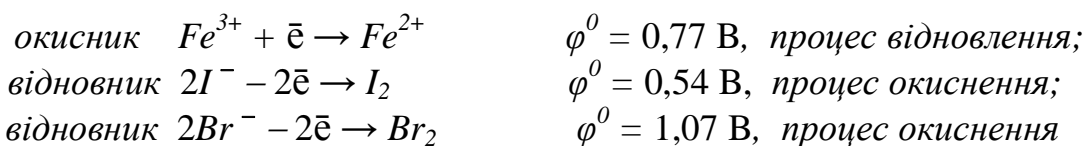
Приклад 4. Пояснити, чому за стандартних умов йони $Fe(III)$ можуть окислити йони Йоду I^- , проте не окиснюють йони Бромиду Br^- .

Розв'язання:

1. Записуємо схему теоретично можливих реакцій між цими йонами :



2. Знаходимо значення стандартних ОВП напівреакцій окиснення і відновлення (додаток)



3. Обчислюємо значення ЕРС першої і другої реакцій :

$$E^0_{(I)} = 0,77 - 0,54 = 0,23 \text{ В}$$

$$E^0_{(II)} = 0,77 - 1,07 = -0,30 \text{ В}$$

На основі одержаних даних робимо *висновок*.

У першій реакції $E^0 > 0$, вона буде відбуватися

У другій реакції $E^0 < 0$, вона неможлива.

Це вказує на те, що йони Fe^{3+} у складі будь-якої солі не здатні окислити бромід-йони до вільного бромиду.

5 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Після вивчення матеріалу цього розділу необхідно знати такі поняття: провідник електронний та йонний; електрод; катодний, анодний процеси; подвійний електричний шар; електрорушійна сила; електроди робочі та інертні; ряд стандартних електродних потенціалів; рівняння Нернста.

Електрохімія вивчає окисно-відновні реакції, які супроводжуються перетворенням хімічної енергії в електричну і навпаки.

Треба вміти використовувати окисно-відновні властивості металів для складання гальванічних елементів, розуміти які процеси виникають на поверхні металів, чому корозія є самовільний процес та що сприяє її усуненню. Розуміти суть процесів електролізу, законів Фарадея.

5.1 *Електрохімічні процеси, стандартні електродні потенціали металів* [2] С.287-291; [5] С.255 – 257.

Електрохімічні процеси відбуваються в основному на межі поділу двох контактуючих фаз: електронного (метал, провідник I роду) та йонного провідників (електроліт, провідник II роду).

Електрохімічні процеси можна поділити на 2 основні групи:

1) процеси перетворення хімічної енергії в електричну (в гальванічних та паливних елементах); [2] С.280-289, 291-299; [4] С.136-139, 148-150; [5] С. 255-265.

2) процеси перетворення електричної енергії в хімічну (при електролізі) [2] С.302-313; [5] С.269-277.

1. Пристрої, які застосовують для безпосереднього перетворення хімічної енергії в електричну, називають *хімічними джерелами електричної енергії* або *гальванічними елементами* (на честь італійського фізика Гальвані).

2. *Електроліз* – це сукупність процесів, які відбуваються при проходженні електричного струму крізь розплав або розчин електроліту.

До негативного полюсу зовнішнього джерела току приєднується *катод* (К –), а до позитивного полюсу – *анод* (А +). Електроди занурюють в електроліт. Під час електролізу, як і в гальванічному елементі, на аноді відбувається процес окиснення, а на катоді – процес відновлення.

5.2 *Корозія металів та захист від неї* [2] С.569-575; [5] С.285-292.

Корозія – це довільне руйнування металів під впливом хімічної, електрохімічної дії навколишнього середовища. Розрізняють: *хімічну, електрохімічну, електрокорозію, біокорозію*. Існують 2 групи методів захисту від корозії:

- *відділення шкідливих домішок з навколишнього середовища та ізолювання металів від впливу навколишнього середовища.*

5.3 *Приклади розв'язання завдань*

Електрохімічна система складається з 2-ох електродів, які занурені у електроліт. Електроди замкнені металевим провідником. Йонним провідником є розчини чи розплави електролітів. Електроліти сполучаються між собою за допомогою електролітичного містка.

Між металом і розчином встановлюється різниця потенціалів, яка називається *електродним потенціалом*. Цей потенціал є характеристикою окисно-відновної здатності металу в твердій фазі.

Величину електродного потенціалу металу (φ) можна визначити за рівнянням Нернста, яке за стандартних умов спрощується:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C \quad \varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C \quad (\text{стандартні умови})$$

де φ, φ^0 – електродний та стандартний електродний потенціал металу;
 2,3 – перехід від натурального до десяткового логарифма;
 R – універсальна газова стала – 8,314 Дж/моль·К;
 T – температура, К;
 n – кількість електронів, яку втрачає атом;
 F – стала Фарадея – 96484 Кл/моль (для t в с) та 26,8 А·год (для t в год);
 C – концентрація молярна, моль/дм³.

$\lg 1 = 0$	$\lg 5 = 0,70$
$\lg 1,4 = 0,15$	$\lg 6 = 0,78$
$\lg 1,6 = 0,20$	$\lg 6,31 = 0,80$
$\lg 2 = 0,30$	$\lg 6,61 = 0,82$
$\lg 2,5 = 0,40$	$\lg 7 = 0,84$
$\lg 3 = 0,48$	$\lg 8 = 0,90$
$\lg 4 = 0,60$	$\lg 9 = 0,95$

Максимальна різниця потенціалів електродів – напруга гальванічного елемента, – яка може бути отримана при роботі гальванічного елемента, називається *електрорушійною силою (ЕРС)* гальванічного елемента або напругою ($\varepsilon, \Delta\varphi$).

1. Окисником завжди є електрохімічна система з більш високим значенням електродного потенціалу.

2. Якщо значення потенціалів близькі, то напрямок ОВР визначається концентрацією речовин.

3. Якщо ОВР перебігає з участю H^+ , OH^- , H_2O , то треба враховувати величину pH розчину.

4. В реакціях ОВР метали – відновники, йони металів – окисники.

В розведених, холодних, нестислих розчинах напрямок ОВР можна визначити за величиною стандартних електродних потенціалів. Якщо різниця $\Delta\varphi > 0$, то процес можливий в прямому напрямку, тобто $\varphi_{\text{окисника}} > \varphi_{\text{відновника}}$. При цьому зміна вільної енергії Гіббса в кожному гальванічному елементі визначається за формулою: $\Delta G = -n \cdot \Delta\varphi \cdot F$, а робота гальванічного елемента становить: $A = -\Delta G = n \cdot \Delta\varphi \cdot F$, де n – кількість електронів; F – стала Фарадея – 96484 Кл/моль;

Завдання 1. 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:

$$\varphi = -0,91 + \frac{0,059}{2} \lg 0,05 = -0,91 + 0,0295 \cdot (-1,3) = -0,948 \text{ В}$$

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

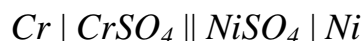
$$C_M = 0,05 \text{ моль/дм}^3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

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

Відповідь: електродний потенціал хрому в 0,05 М розчині його солі становить $\varphi_{Cr/Cr^{2+}} = -0,948$ В.

Завдання 2. В наведеній схемі гальванічного елемента визначити анод та катод; записати рівняння електродних процесів, визначити напругу (\mathcal{E} ($\Delta\varphi$)) елемента, величину його роботи.

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



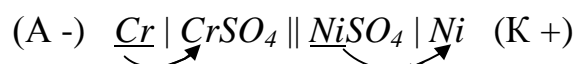
Розв'язання:

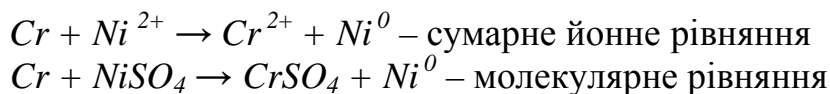
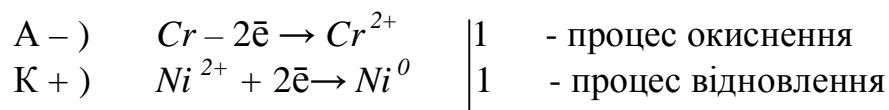
1. З таблиці стандартних електродних потенціалів (додатки) знаходимо стандартні потенціали Cr та Ni

$$\begin{array}{ll} \text{(A -)} Cr | CrSO_4 || NiSO_4 | Ni \text{ (K +)} \\ \varphi^0_{Cr/Cr^{2+}} = -0,913 \text{ В} & \varphi^0_{Ni/Ni^{2+}} = -0,25 \text{ В} \end{array}$$

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

2. При роботі гальванічного елемента відбуваються наступні процеси: Cr – анод, окиснюється – з основного стану перейде у розчин у вигляді йону Cr^{2+} ; на катоді – позитивний йон із розчину Ni^{2+} відновиться та перейде на металевий катод – Ni^0 .





Напруга ε (EPC) завжди позитивна та визначається за формулою

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

$$\varepsilon = -0,25 - (-0,913) = 0,663 \text{ В.}$$

Зміну вільної енергії Гіббса визначаємо за формулою: $\Delta G = -n \cdot \Delta\varphi \cdot F$

$$\Delta G = -2 \cdot 0,663 \cdot 96484 = -127937,78 \text{ Дж/моль} = -127,94 \text{ кДж/моль}$$

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

Робота гальванічного елемента становить

$$A = -\Delta G = 127,94 \text{ кДж/моль}$$

Відповідь: Cr – анод окиснюється, йони Ni^{2+} – відновлюються. Напруга Cr–Ni гальванічного елемента становить 0,663 В, робота гальванічного елемента дорівнює ≈ 128 кДж/моль.

Послідовність електродних процесів при електролізі

На **катоді** в першу чергу відновлюються катіони, молекули, потенціал яких **найбільший**. Чим сильніший окиснювач, тим легше він відновлюється.

Якщо електролізу підлягають водні розчини, то треба враховувати величини потенціалів йонів водню або молекул води.

Відновний потенціал води:

$$\begin{aligned} \varphi_{2H_2O/H_2+2OH^-} &= -0,41 \text{ В} + \eta^0 && \text{при } pH = 7 \\ &= -0,83 \text{ В} + \eta^0 && \text{при } pH = 14 \end{aligned}$$

де η^0 – перенапруга на катоді внаслідок виділення H_2 . Вона різна на різних металах та змінюється від 0,7 до 0,4 В.

На **аноді** найлегше окиснюються ті йони, атоми чи молекули, потенціал яких **менший**. У водних розчинах електролітів треба враховувати можливість окиснення води.

Окисний потенціал води:

в нейтральному та кислому середовищі окисний потенціал води становить

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

або $\varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} = +0,8 \text{ В} + \eta^0$ при $pH = 7$,
в лужному середовищі –

$$\varphi_{4OH^-/2H_2O+O_2} = +0,4 \text{ В} + \eta^0. \quad \text{при } pH = 14$$

де η^0 – перенапряга електрода, яка виникає внаслідок виділення O_2 . На металевих електродах вона різна в залежності від активності металів та змінюється від 0,5 до 0,15 В.

На *інертному* (нерозчинному) **аноді** в першу чергу окиснюються:

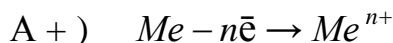
1) аніони безкиснево-кислот – Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}
 $\varphi = 1,36; 1,06; 0,54; -0,52 \text{ В}$.
(крім HF , та фторид-іонів $\varphi_{F_2/2F^-} = +2,88 \text{ В}$)

2) окиснення води : $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$; $\varphi = +1,23 \text{ В} + \eta^0$.

$$\text{або } 4OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2; \quad \varphi = +0,4 \text{ В} + \eta^0.$$

3) окисненні кислоти та їх аніони з водних розчинів електролітів не окиснюються, а окиснюються молекули води.

Коли **анод активний – металевий**, то в першу чергу буде окиснюватися сам анод, якщо його потенціал менший ніж у аніонів та води



Закони електролізу

Співвідношення між кількістю речовини, яка виділилась на електродах, чи перейшла в електроліт, та кількістю електрики визначається **законами Фарадея** (1791 – 1867 рр.).

Маса речовини, що виділилась під час електролізу, пропорційна кількості електрики, що пройшла крізь електроліт

$$m = k \cdot Q, \quad \text{де } k = \frac{M_{\text{екв}}}{F} \text{ - електрохімічний еквівалент.}$$

Однакові кількості електрики під час електролізу хімічних сполук утворюють еквівалентні кількості речовин.

Наслідок: Для утворення під час електролізу одного еквівалента будь-якої речовини необхідно витратити одну й ту саму кількість електрики.

$$m = \frac{M_{\text{екв}} \cdot I \cdot t}{F} \quad \text{або} \quad V = \frac{V_{\text{екв}} \cdot I \cdot t}{F}$$

де m , V – маса (г) чи об'єм (л або дм^3) речовини, що виділилась;

I – сила струму (А);

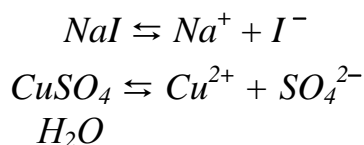
t – час в секундах чи годинах;

F – стала Фарадея, яка становить $F = 96484 \text{ Кл(А}\cdot\text{с)/моль}$, якщо t – сек,

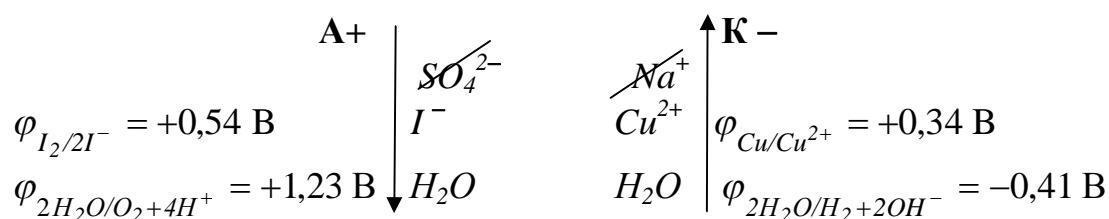
або $F = 26,8 \text{ А}\cdot\text{год/моль}$ (t – год.).

Завдання 3. Визначити послідовність процесів, які відбуваються при електролізі суміші водних розчинів солей NaI та $CuSO_4$. Розрахувати напругу розкладу для кожної стадії процесу.

Розв'язання. Записуємо дисоціацію сполук



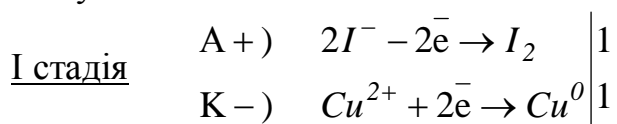
Вказуємо на схемі, які йони надходять до електродів та їх стандартні потенціали, а також потенціали води, бо йде електроліз водних розчинів



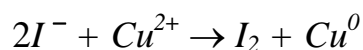
Спочатку на аноді окиснюються йони, молекули, стандартний потенціал яких найменший (\downarrow), а на катоді відновлюються йони, молекули з найбільшим потенціалом (\uparrow).

Спрощуємо 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 водних розчинів).

Тому



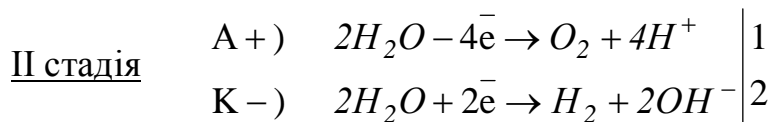
Сумарний процес:



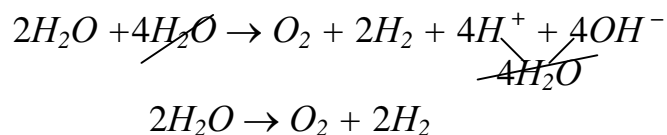
Розрахуємо напругу розкладу суміші солей

$$\mathcal{E} = \varphi_{\text{анодного пр.}} - \varphi_{\text{катодного пр.}}$$

$$\mathcal{E} = 0,54 - (+0,34) = 0,20 \text{ В.}$$



Сумарне рівняння:



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

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-} окиснюються тільки з розплавів, а 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 можуть.

Завдання 4.

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

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



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 $F = 26,8$ А·год/моль.

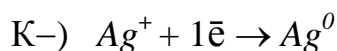
б) масу кисню $m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{8 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 4,48 \text{ г}$

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

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 $I = 6 \text{ A}$.

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

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

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

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

КОРОЗИЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗИЇ

Електрохімічна корозія спостерігається в агресивних середовищах, які проводять електричний струм (електролітах) тобто руйнуються метали при контакті з електролітами.

Різновиди електрохімічної корозії: контактна, атмосферна, ґрунтова.

Електрохімічна корозія супроводжується переносом електронів з однієї ділянки металу на іншу. Електрони при корозії не виходять з корозійного металу. Електрохімічна корозія пояснюється виникненням багатьох гальванічних мікропар за рахунок різних домішок металів та неметалів.

Методи захисту від корозії. Існують 2 групи методів:

- відділення шкідливих домішок з навколишнього середовища;
- ізолювання металів від впливу навколишнього середовища.

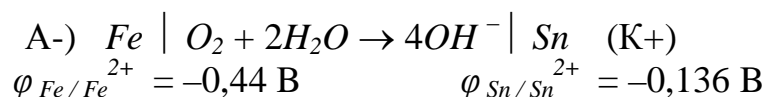
Перша група методів застосовується до обмеженого простору. Сюди можна віднести і зміну властивостей середовища шляхом додання *уповільнювачів – інгібіторів* корозії. В якості інгібіторів можна використовувати різні неорганічні та органічні сполуки: хромати, нітрати, уротропін, формалін, амінополікарбоніві кислоти тощо.

До другої групи належать методи ізолювання металів від навколишнього середовища. Це нанесення різного покриття на метали.

Завдання 5. Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів при атмосферній корозії, якщо існує контакт двох металів $Fe - Sn$.

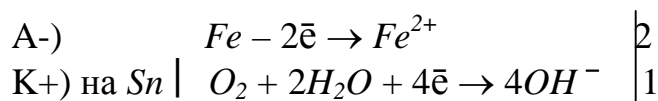
Розв'язання.

При атмосферній корозії окисник кисень, розчинений у воді, тому можна записати схему гальванічного елементу, який виникає при контакті металів



Випишуємо стандартні електродні потенціали металів та визначаємо анод (менша величина) та катод.

Записуємо електродні процеси

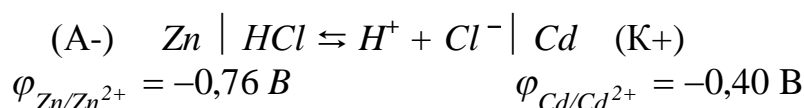


Відповідь: На станумі відбувається киснева деполяризація, тобто він не окиснюється, а окиснюється метал на аноді – *Fe*.

Завдання 6. У розчин хлороводневої кислоти занурена пара металів *Zn – Cd*. Вказати, який метал є анодом та скласти рівняння процесів, які відбуваються на електродах.

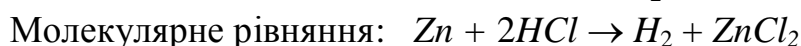
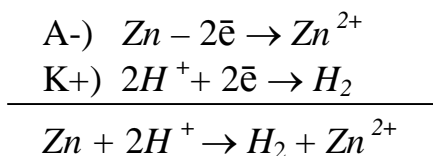
Розв'язання.

Записуємо схему гальванічного елемента, який виникає при контактній корозії:



Випишуємо значення електродних потенціалів та визначаємо анод (*Zn*) та катод (*Cd*).

Записуємо електродні процеси:

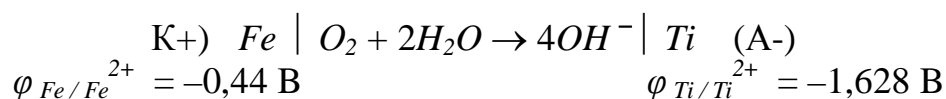


Відповідь: на аноді окиснюється більш активний метал – *Zn*, на кадмії відбувається воднева поляризація і він не окиснюється, а окиснюються йони водню хлороводневої кислоти.

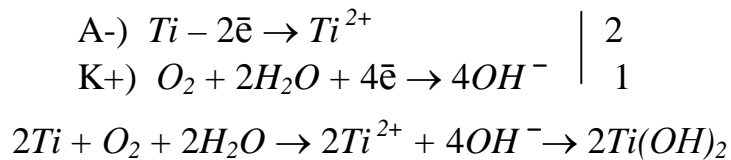
Завдання 7. За допомогою електронних рівнянь пояснити сутність протекторного захисту та з'ясувати, який метал в парі Ферум-Титан буде протектором.

Розв'язання:

Записуємо схему гальванічного елемента, яка виникає при контакті феруму з титаном:



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



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

6 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

6.1 Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості [2] С. 314-330
 Гетерогенні колоїдні системи та їх властивості [2] С. 314-330. Сорбція.
 Види сорбції [2] С. 329-337. Міцели. Коагуляція [2] С. 338-351.

Дисперсною (від лат. – *disperses*) називають систему, у якій дрібні частинки однієї або кількох речовин (дисперсної фази) рівномірно розподілені між частинками іншої (дисперсійного середовища). Подрібнення речовини називають *диспергуванням*.

Систему, в якій частинки диспергованої речовини мають розмір більший за $1 \cdot 10^{-9}$ м і складають окрему фазу щодо дисперсійного середовища, називають *гетерогенною*. Саме *гетерогенність* (багатофазовість) є однією із характерних ознак дисперсних систем.

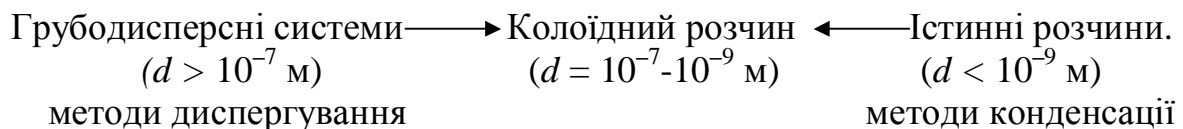
Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або *ступінь дисперсності*.

Колоїдний розчин (золь) – це ультрамікрогетерогенна система, у якій дисперсійним середовищем є рідина, а дисперсною фазою – тверді частинки розміром 10^{-7} - 10^{-9} м.

Умовами утворення колоїдних розчинів є:

- а) мала розчинність речовини дисперсної фази у дисперсійному середовищі;
- б) відповідний ступінь дисперсності речовини ($d = 10^{-7}$ - 10^{-9} м);
- в) наявність стабілізатора, який надає частинкам дисперсної фази однойменного заряду, що перешкоджає їх об'єднанню (агрегації).

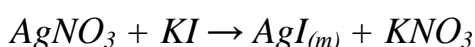
Колоїдні розчини за ступенем дисперсності займають проміжне місце між грубодисперсними системами та молекулярно-йонними системами (істинними розчинами). Тому золі можна одержати або шляхом подрібнення відносно великих частинок до колоїдних розмірів, або внаслідок об'єднання окремих молекул чи атомів розчиненої речовини істинних розчинів. Відповідно до цього методи одержання колоїдно-дисперсних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні:



Згідно з міцелярною теорією будови колоїдних розчинів, золь складається із структурних частинок дисперсної фази – *міцел і міжміцелярної рідини*. Міцела має значно складнішу будову, ніж молекула, і є більш високоорганізованою структурною одиницею матерії. У міжміцелярній рідині (дисперсійному середовищі) розчинені електроліти, неелектроліти, ПАР, які стабілізують колоїдну систему.

У першому наближенні в структурі міцели можна виділити три основні частини: *ядро, адсорбційний і дифузний шари йонів*.

Основу колоїдних частинок золю аргентум йодиду, одержаного за реакцією подвійного обміну:



складають молекули (мікрокристали) малорозчинного $AgI_{(T)}$, сукупність яких (m молекул) утворює *агрегат*: $(mAgI)$

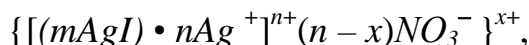
На поверхні агрегату, за правилом *Панета-Фаянса* вибірково адсорбуються (поглинаються) ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони (вони завжди є унадлишку) визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами*.

Якщо реакція відбувається за надлишку $AgNO_3$ то це будуть йони Ag^+ .

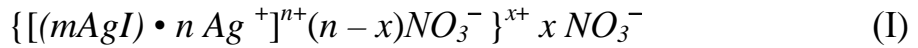
На поверхні агрегату $(mAgI)$ виникає позитивно заряджений шар з n йонів Ag^+ . Цю частинку називають *ядром*, записують таким чином: $[(mAgI) \cdot n Ag^+]$

Під дією електростатичних сил на поверхні ядра притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (NO_3^-), які називають *протиіонами*.

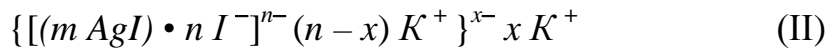
Частина протиіонів $(n - x)NO_3^-$, яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від ядра і утворює *адсорбційний шар* протиіонів. Ядро разом з адсорбційним шаром протиіонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:



Решта x протиіонів NO_3^- , яка необхідна для повної компенсації заряду поверхні, слабше зв'язана з ядром (діють тільки сили електростатичного притягання), поступово дифундує у напрямку розчину і утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протиіонів за величиною дорівнює заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої представляють у вигляді формули:

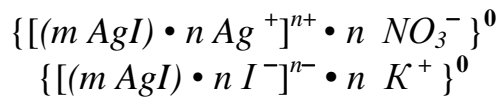


Якщо стабілізатором цього золю буде KI (надлишок) то одержимо:



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

У випадку, коли концентрації обох електролітів рівні, міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, який можна записати міцелярною формулою наступного вигляду :



При *електрофорезі* під дією електричного поля до одного з електродів рухаються колоїдні частинки, до іншого – йони дифузного шару. До катоду (К-) будуть рухатися позитивні частинки: $[(mAgI) \cdot n Ag^+]^{n+}$ з міцели (I), K^+ з міцели (II).

До аноду (А+) будуть рухатися негативні частинки: $[(mAgI) \cdot n I^-]^{n-}$ з міцели (II) та NO_3^- з міцели (I)

Коагуляція – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази. Спричинити коагуляцію гідрофобних золів може будь-який чинник, що порушує агрегативну стійкість системи. Усі чинники або зменшують сили відштовхування, або збільшують сили притягання між колоїдними частинками. Найважливішим чинником коагуляції золів є дія електролітів.

Правила коагуляції електролітами:

1. З помітною швидкістю коагуляція відбувається лише за певної кількості введеного електроліту. *Мінімальну концентрацію електроліту в ммоль, яка здатна спричинити коагуляцію 1 дм³ золю, називають порогом коагуляції ($C_{пор}$) або критичною концентрацією (C_k).*

Початок *явної* коагуляції визначають за такими ознаками: зміною забарвлення системи, виникненням каламуті. Поріг коагуляції обчислюють за формулою:

$$C_{пор} = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}} \quad (1)$$

де $V_{ел}$ – об'єм електроліту (мл), що спричинив коагуляцію;

$C_{ел}$ – концентрація електроліту, ммоль/дм³;

$V_{золю}$ – об'єм золю, см³.

Величину, обернену до порогу коагуляції, називають коагулюючою здатністю (V_k):

$$V_k = \frac{1}{C_{пор}}, \quad (2)$$

Коагулююча здатність – це об'єм золю, для коагуляції якого потрібно 1 ммоль електроліту.

2. Коагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той його йон, знак якого протилежний до заряду гранули. Ці йони електроліту називають *коагулюючими* або *йонами-коагуляторами*. Така закономірність була встановлена М. Гарді 1900 року.

3. *За правилом Шульце, коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд.* Тому найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядний йон-коагулятор.

$$C_{пор}(K^+) > C_{пор}(Ca^{2+}) > C_{пор}(Al^{3+}); \quad C_{пор}(Cl^-) > C_{пор}(SO_4^{2-}) > C_{пор}(PO_4^{3-})$$

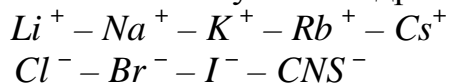
Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона (z) в шостій степені:

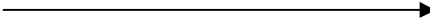
$$C_{пор} = \frac{1}{z^6} \quad (3)$$

Тому значення порогів коагуляції для одно-, дво- і тризарядних йонів відносяться як:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

4. У неорганічних йонів (катіонів і аніонів) однакового заряду коагулююча активність зростає із зменшенням ступеня гідратації та збільшенням радіуса йона.




 зменшення ступеня гідратації,
 збільшення коагулюючої здатності

Це пояснюється тим, що менш гідратований йон легше адсорбується і сильніше притягається зарядженою частинкою.

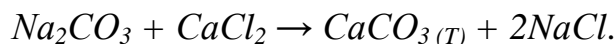
Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

5. Йони органічних сполук виявляють кращу коагулюючу активність порівняно з неорганічними. Це пояснюється тим, що органічні йони характеризуються великою специфічною адсорбційною здатністю і легше входять у внутрішню частину подвійного електричного шару колоїдних частинок. *За правилом Траубе, у гомологічних рядах електролітів з органічними йонами коагулююча здатність рівномірно збільшується із зростанням довжини вуглеводневого залишку.*

6.2 Приклади розв'язання завдань

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:



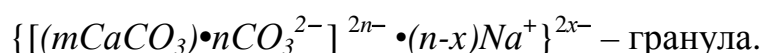
Пишемо умовну хімічну формулу міцели: спочатку треба виділити три основні частини: *ядро, адсорбційний і дифузний шари йонів.*

Основу колоїдних частинок золю складають молекули (мікрочастинки) малорозчинного $CaCO_3$ (m), сукупність яких (m молекул) утворює *агрегат*: $(mCaCO_3)$.

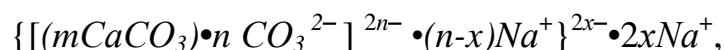
На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну ґратку твердої фази. Це *потенціалвизначальні йони* (ПВЙ). Якщо реакція відбувається за надлишку Na_2CO_3 , то на поверхні агрегату виникає негативно заряджений шар з n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



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

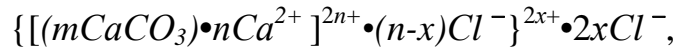


Решта x протийонів Na^+ , яка необхідна для повної компенсації утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому зручно представляти у вигляді формули. У наведеному прикладі, коли стабілізатором є Na_2CO_3 , гранула має позитивний заряд і будова міцели має такий вигляд:



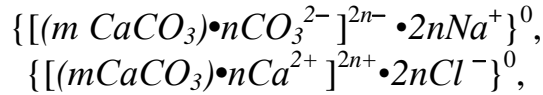
б) Схема будови колоїдних частинок з іншим стабілізатором.

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



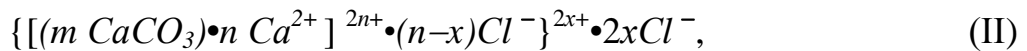
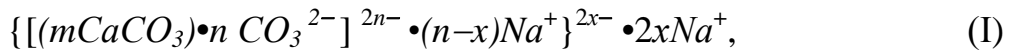
Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул.

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



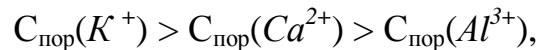
Приклад 2. До золю (приклад 1) вкажіть, які йони електролітів будуть викликати коагуляцію і де поріг коагуляції менший.

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:



солі алюмінію будуть мати меншій поріг коагуляції: $AlCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, $Al(NO_3)_3$.

Для (II) міцели:



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:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ» ДЛЯ СТУДЕНТІВ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ

У відповідності до «Положення про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ» основною формою індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ є виконання індивідуальних завдань, які виконуються самостійно окремо кожним студентом під керівництвом викладача.

Для дисципліни «Загальна хімія» використовуються одне індивідуальне завдання:

- виконання міжсесійної контрольної роботи для студентів заочного факультету.

Індивідуальна робота студента передбачає створення умов для найповнішої реалізації творчих можливостей студентів через індивідуально-спрямований розвиток їхніх здібностей, науково-дослідну роботу і творчу діяльність. Індивідуальні завдання мають на меті поглиблення, узагальнення та закріплення знань, які студенти отримують у процесі навчання, а також застосування цих знань на практиці.

Зміст індивідуального завдання для студентів заочного факультету наведений в даних методичних вказівках до контрольної роботи. Передбачається оцінювання таких видів поза аудиторної роботи, які інтегрують навчальні та наукові елементи індивідуальної діяльності студентів, розв'язання задач МКР – до 60 балів максимально (2 завдання теоретичних по 15 балів та 1 завдання практичне - 30 балів в кожному варіанті міжсесійної контрольної роботи).

Оцінка за індивідуальне завдання виставляється в інтегральну відомість окремим модулем і враховується при виведенні оцінки поточного семестрового контролю.

Кожний студент виконує варіант контрольної роботи, позначений *однією останньою цифрою номера студентського квитка (шифру)*.

Спочатку виконуються теоретичні ЗМ-Л1 та ЗМ-Л2.

При виконанні завдань ЗМ-П1 треба звернути увагу на теоретичне обґрунтування при вирішенні вправ. Спочатку визначити теоретичне положення, за якими виконується розв'язання завдань, записати математичні вирази, що забезпечують рішення; підставити дані з умов завдання, зробити необхідні математичні дії, отримати результат та сформулювати відповідь.

ВАРІАНТ №1

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Виберіть вірне формулювання закону еквівалентів:

а) речовини не можуть реагувати між собою пропорційно їх молярним масам еквівалентів;

б) маси (об'єми) реагуючих речовин прямо пропорційні їх молярним масам еквівалентів (еквівалентним об'ємам);

в) речовини реагують між собою незалежно від пропорційності їх молярних мас еквівалентів;

г) маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх молярним масам (об'ємам).

2. Згідно атомно-молекулярної теорії молекули простих речовин складаються з:

а) з однакової кількості одних і тих самих атомів, поєднаних однаковим чином;

б) з різних атомів, з'єднаних різним чином, в різній кількості;

в) з атомів різних елементів;

г) з однакових атомів, поєднаних різним чином.

3. Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$) – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для елемента визначається як одиниця поділена на:

а) валентність елементу;

б) добуток числа атомів елемента на його валентність;

в) молярну масу еквівалента елемента;

г) добуток числа атомів кисню на його валентність.

4. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках H_2O ; CO_2 ; H_2S :

а) ковалентний полярний;

в) йонний.

б) ковалентний неполярний;

г) донорно-акцепторний

5. Які електрони називаються валентними?

а) електрони зовнішнього рівня;

б) електрони попереднього підрівня зовнішньому рівню;

в) електрони зовнішнього рівня та попереднього підрівня, якщо він незаповнений;

г) електрони зовнішнього та попереднього рівня.

6. Який заряд має атом?

а) позитивний;

в) негативний;

б) нейтральний;

г) немає заряду.

7. Вказати найсильніший окисник в періодичній системі:

а) Fr;

в) At;

б) F;

г) H.

8. Гібридизації орбіталей – sp^3 – для сполук кисню відповідає просторова конфігурація молекул:

а) тетраedr з кутом зв'язку $109^\circ 28'$;

в) піраміда з кутом зв'язку $107^\circ 18'$;

б) кутова форма з кутом зв'язку $104^\circ 30'$;

г) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° .

9. Хімічний зв'язок є **ковалентним неполярним**, коли:
- а) різниця електронегативності (ΔEN) більше нуля – $\Delta EN = 0 - 0,7$;
 - б) різниця електронегативності (ΔEN) дорівнює нулю – $\Delta EN = 0$;
 - в) різниця електронегативності (ΔEN) більше 1,7 – $\Delta EN > 1,7$;
 - г) різниця електронегативності (ΔEN) становить – $0 < \Delta EN < 1,7$.

10. Для яких речовин **ентальпія** утворення дорівнює нулю:
- а) CO_2 ;
 - б) NH_3 ;
 - в) N_2 ;
 - г) NH_4Cl .

11. За якою термодинамічною функцією можна зробити висновок про можливість чи неможливість **самовільного перебігу реакцій**?
- а) ΔH – ентальпія;
 - б) ΔS – ентропія;
 - в) ΔG – енергія Гіббса;
 - г) ΔU – внутрішня енергія.

12. До **термодинамічних функцій стану** системи належить:
- а) енергія Гіббса (G);
 - б) тиск (P);
 - в) стан рівноваги (K_p);
 - г) об'єм (V).

13. Які **реакції** зветься **гомогенними**?
- а) реакції, що перебігають в однорідному середовищі;
 - б) реакції, що перебігають в різних фазах;
 - в) реакції, що перебігають з різними швидкостями;
 - г) реакції, що перебігають з однаковими об'ємами.

14. Коли настає **стан рівноваги хімічної реакції**?
- а) при однакових швидкостях прямої і зворотної реакцій;
 - б) при однакових концентраціях вхідних та кінцевих речовин;
 - в) при охолодженні;
 - г) при сталому тиску.

15. Визначити, як зміниться **швидкість реакції**, якщо температура зросте від $35^\circ C$ до $65^\circ C$, а температурний коефіцієнт дорівнює 3:
- а) $V \downarrow 9$;
 - б) $V \uparrow 9$;
 - в) $V \uparrow 27$;
 - г) $V \downarrow 27$.

16. Який фізичний зміст **константи швидкості реакції**?
- а) це швидкість реакції при концентраціях реагуючих речовин, які дорівнюють 1 моль/л;
 - б) це швидкість реакції при сталій температурі;
 - в) це швидкість реакції на сталій поверхні;
 - г) це швидкість реакції при сталому об'ємі.

17. Яке правильне визначення поняття «**концентрація розчину**»:
- а) певна маса речовини в розчині;
 - б) вміст розчиненої речовини в одиниці маси чи об'єма розчину (розчинника);
 - в) певний об'єм однієї речовини в іншій;
 - г) певний об'єм речовини в розчині.

18. Які йони утворюють кислоти при дисоціації?

- а) катіони металів та аніони кислотних залишків;
- б) катіони водню та аніони кислотних залишків;
- в) катіони металів та гідроксид-аніони;
- г) не дисоціюють.

19. Значення pH середовища становить 7, вкажіть яка реакція середовища:

- а) кисла;
- б) нейтральна;
- в) лужна;
- г) слабо кисла.

20. До сильних кислот належать:

- а) карбонатна, силікатна кислоти (H_2CO_3 , H_2SiO_3);
- б) галогенводневі кислоти (HCl , HBr , HI);
- в) арсенітна та арсенатна кислоти (H_3AsO_3 , H_3AsO_4);
- г) хлоритна кислота ($HClO_2$).

ЗМ-Л2

Виберіть правильну відповідь

1. Окисно-відновні реакції перебігають:

- а) зі зміною температури в системі;
- б) зі зміною тиску в системі;
- в) зі зміною ступеня окиснення елементів та зміною стану йонів;
- г) без зміни ступеня окиснення елементів.

2. Окисно-відновну двоїстість виявляють сполуки, в яких елемент знаходиться:

- а) в нижчому ступені окиснення;
- б) в вищому ступені окиснення;
- в) в проміжному ступені окиснення;
- г) в незмінному ступені окиснення.

3. Окисно-відновний процес відбудеться в прямому напрямку, якщо:

- а) потенціал окисника більше потенціалу відновника, $\Delta\varphi > 0$;
- б) потенціал відновника більше потенціалу окисника, $\Delta\varphi < 0$;
- в) потенціал окисника дорівнює потенціалу відновника, $\Delta\varphi = 0$;
- г) потенціали окисника та відновника не впливають на напрямок процесу.

4. До грубодисперсних систем відносять розчини з розміром часток:

- а) $10^{-9} - 10^{-10}$ м;
- б) $10^{-9} - 10^{-7}$ м;
- в) $10^{-7} - 10^{-5}$ м;
- г) $10^{-5} - 10^{-3}$ м.

5. Гальванічний елемент складається з двох електродів, занурених у розчин їхніх солей. В якості катода виступає електрод:

- а) з меншим потенціалом;
- б) з більшим потенціалом;
- в) з однаковим потенціалом, що має анод;
- г) з потенціалом, який дорівнює водневому потенціалу $\varphi_{2H^+/H_2} = 0$ В.

6. За нестандартними умовами розраховують величину електродного потенціалу у відповідності з рівнянням Нернста. Який математичний вираз цьому рівнянню відповідає?

а)
$$m = \frac{M_{\text{екв.}} \cdot It}{F}$$
;

б)
$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg c$$
;

$$в) V = \frac{V_{\text{екв}} \cdot It}{F};$$

$$г) \varphi_{\text{H}^+/\text{H}} = \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{\text{H}^+}}{P_{\text{H}_2}}.$$

7. Електрорушійна сила E (ЕРС, $\Delta\phi$) гальванічного елементу визначається як:

- а) різниця між потенціалами анода та катода;
- б) різниця між потенціалами катода та анода;
- в) різниця між концентраціями електролітів, в які занурені електроди;
- г) різниця між зарядами йонів електролітів.

8. У якому напрямку будуть перебігати електрони за зовнішнім ланцюгом в гальванічному елементі $\text{Cu}|\text{Cu}(\text{NO}_3)_2||\text{AgNO}_3|\text{Ag}$, якщо розчини електролітів одномолярні

$$\varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,34 \text{ В} \quad \varphi_{\text{Ag}/\text{Ag}^+}^0 = +0,799 \text{ В}.$$

Запишіть рівняння реакцій у катода й в анода:

- а) від срібла до міді;
- б) від міді до срібла;
- в) електрони не перебігають;
- г) від срібла й від міді.

9. При електролізі до зовнішнього джерела струму підключаються електроди. До позитивного полюсу підключається:

- а) анод;
- б) катод;
- в) обидва електроди;
- г) розчин електроліту.

10. На аноді при електролізі відбуваються процеси:

- а) окиснення молекул H_2O ;
- б) відновлення аніонів;
- в) окиснення аніонів;
- г) відновлення катіонів.

11. На катоді при електролізі в першу чергу відновлюються йони металів, які мають:

- а) $\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 < -1,66 \text{ В}$;
- б) $\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 = -1 \text{ В}$;
- в) йони H^+ $\varphi_{\text{H}_2/2\text{H}^+}^0 = 0 \text{ В}$;
- г) $\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 > 0 \text{ В}$.

12. Який процес відбувається при електролізі водного розчину сульфату цинку ZnSO_4 на вугільному аноді?

- а) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$; $\varphi^0 = +1,23 \text{ В}$;
- б) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$; $\varphi^0 = -0,41 \text{ В}$;
- в) $\text{Zn}^0 - 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$; $\varphi^0 = -0,76 \text{ В}$;
- г) $2\text{SO}_4^{2-} - 2\text{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$; $\varphi^0 = +2,01 \text{ В}$.

13. На підставі приведених стандартних електрохімічних потенціалів визначити, який із зазначених металів найбільш корозійностійкий в кислому середовищі φ^0 :

- а) $\varphi_{\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}}^0 = -0,40 \text{ В}$;
- б) $\varphi_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}}^0 = -0,44 \text{ В}$;
- в) $\varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,34 \text{ В}$;
- г) $\varphi_{\text{Au}/\text{Au}^+}^0 = +0,498 \text{ В}$.

14. Вкажіть, який тип корозії металів називається електрокорозією?

- а) корозія, що відбувається під дією навколишнього середовища у відсутності вологи;
- б) корозія при контакті двох різнорідних металів у середовищі електроліту;
- в) корозія під впливом блукаючих струмів;
- г) корозія, що відбувається під дією мікроорганізмів.

15. Швидкість хімічної корозії залежить від розчинності продуктів корозії. Як зміниться швидкість корозії для *Zn, Al, Cr*, якщо їхні оксидні плівки дуже щільні та стійкі?

- а) не змінюється у часі; б) рівномірно зростає у часі;
в) уповільнюється у часі; г) бурхливо зростає у часі.

16. Кобальт (II) знаходиться в контакті зі свинцем (II). Який з металів буде руйнуватися в нейтральному середовищі? $\varphi_{Co/Co}^{2+} = -0,28\text{ В}$ $\varphi_{Pb/Pb}^{2+} = -0,13\text{ В}$

- а) кобальт; б) свинець; в) обидва метали; г) жоден не буде руйнуватися.

17. За ступінь дисперсності d прийнято:

- а) розмір частинки – « a »;
б) зворотня величина розміру частинки – « $\frac{1}{a} \text{ м}^{-1}$ »;
в) негативний логарифм розміру частинки – « $-\lg a$ »;
г) багатозначність системи.

18. Відображення світла відбувається, якщо:

- а) розміри часток системи менше ніж напівдовжина хвилі світла;
б) розміри часток системи більше ніж довжина хвилі видимого світла;
в) променева енергія перетворюється в теплову чи хімічну енергію;
г) розміри часток системи відповідають довжині хвилі видимого світла.

19. Поверхневий натяг – це:

- а) поверхнева енергія, яка віднесена до одиниці поверхні;
б) робота по збільшенню площі поверхні рідини, що переходить в потенційну енергію молекул поверхневого шару;
в) зміна енергії поверхні при сталих температурі та об'єму.

20. Який заряд має дифузійний шар противоіонів, якщо шар Гельмгольца в міцелі позитивний?

- а) позитивний; б) негативний; в) нейтральний.

ЗМ-П1

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

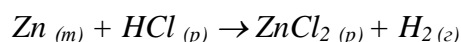
1 А) Знайти найпростішу і справжню формулу газу, який має такий склад: 82,76% С; 17,24% Н. Густина за повітрям дорівнює 2,01.

Б) Маса $0,327 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу при $13\text{ }^\circ\text{C}$ та тиску $1,040 \cdot 10^5 \text{ Па}$ дорівнює $0,828 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$.
Визначити молярну масу газу. (Відповідь: $M_r = 57,8$).

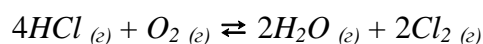
2 А) Визначити валентні електрони атомів, вказати до якої родини належить елемент, його властивості (Me чи неMe): ... $2p^6 3s^2 3p^5$.

Б) За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер): ... $4s^2 3d^{10} 4p^3$.

3 А) Обчислити ΔH хімічної реакції за стандартними умовами і зробити висновок про тепловий ефект реакції:



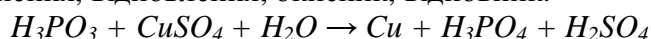
Б) Використовуючи значення ΔH та ΔS за стандартними умовами визначити при якій температурі настає рівновага в системі:



4 А) Визначте молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні натрія сульфату масою 42,6 г у воді масою 300 г, якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: $CaCl_2$, $NaNO_2$

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Розрахувати електродний потенціал Mg^{2+} в розчині його солі при концентрації 0,01 моль/л (М). $\varphi^0_{Mg/Mg^{2+}} = -2,363$ В.

Б) В якому напрямку будуть переміщатися електрони по зовнішньому колу в гальванічному елементі $Fe | FeSO_4 || MgSO_4 | Mg$, якщо розчини електролітів одномольярні. Записати рівняння процесів на аноді та катоді та молекулярне рівняння роботи елемента.

В) До водного розчину речовини $CdSO_4$ (А) повільно додають водний розчин речовини Na_2S (Б). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини А, в іншому – надлишок речовини Б. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №2

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Виберіть з приведених рівнянь **рівняння Клапейрона-Менделєєва** – рівняння стану ідеального газу:

а) $V = nV_m$;

в) $PV = nRT$;

б) $m = n \cdot M$;

г) $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$.

2. Згідно атомно-молекулярної теорії молекули складних речовин складаються з:

а) однакової кількості одних і тих самих атомів, поєднаних однаковим чином;

б) різних атомів, з'єднаних різним чином, в різній кількості;

в) атомів різних елементів;

г) однакових атомів, поєднаних різним чином.

3. **Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$)** – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для **простої речовини** визначається, як одиниця поділена на:

а) валентність елементу;

б) добуток числа атомів елемента на його валентність;

в) молярну масу еквівалента елемента;

г) добуток числа атомів кисню на його валентність.

4. Визначити **тип хімічного зв'язку** у сполуках N_2 ; H_2 ; O_2 ; Cl_2 :

а) ковалентний полярний;

в) донорно-акцепторний;

б) ковалентний неполярний;

г) йонний.

5. Вказати **найсильніший окисник** в періодичній системі:

а) Fr;

в) At;

б) F;

г) H.

6. Навколо **ядра атома** обертаються:

а) електрони;

в) нейтрони,

б) протони;

г) позитрони.

7. **Гібридизації орбіталей** – sp^3 – для сполук азоту відповідає просторова конфігурація молекул:

а) тетраедр з кутом зв'язку $109^\circ 28'$;

в) піраміда з кутом зв'язку $107^\circ 30'$;

б) кутова форма з кутом зв'язку $104^\circ 30'$

г) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° .

8. Хімічний зв'язок є **ковалентним слабко-полярним**, коли:

а) різниця електронегативності (ΔEN) більше нуля – $\Delta EN = 0 - 0,5$;

б) різниця електронегативності (ΔEN) дорівнює нулю – $\Delta EN = 0$;

в) різниця електронегативності (ΔEN) більше 1,7 – $\Delta EN > 1,7$;

г) різниця електронегативності (ΔEN) становить $0 < \Delta EN < 1,7$.

9. Вказати, в яких сучасних одиницях визначається стандартна енергія Гіббса:

- а) *кДж*;
- б) *кДж/моль*;
- в) *кДж/моль·К*;
- г) *кПа*.

10. Коли в системі можливий самовільний перебіг реакції?

- а) якщо ентальпія $\Delta H > 0$;
- б) якщо ентропія $\Delta S < 0$;
- в) якщо енергія Гіббса $\Delta G < 0$;
- г) якщо енергія Гельмгольца $\Delta F > 0$.

11. Який фізичний зміст внутрішньої енергії?

- а) тепловміст системи;
- б) міра неупорядкованості системи;
- в) максимальна робота системи з від'ємним знаком;
- г) сума кінетичної та потенціальної енергій всіх складових системи.

12. Які реакції зруються гетерогенними?

- а) реакції, що перебігають в однорідному середовищі;
- б) реакції, що перебігають в різних фазах;
- в) реакції, що перебігають з різними швидкостями;
- г) реакції, що перебігають з однаковими об'ємами.

13. Як зрується стан рівноваги хімічної системи при підвищенні температури?

- а) в напрямку екзотермічної реакції;
- б) в напрямку ендотермічної реакції;
- в) не зрується;
- г) в напрямку підвищеного тиску.

14. Як залежить швидкість хімічної реакції від температури?

- а) не залежить;
- б) збільшується при збільшенні температури;
- в) зменшується при збільшенні температури;
- г) зменшується при збільшенні тиску.

15. Вказати правильне формулювання закону діючих мас:

- а) при сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин;
- б) при сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин, взятих в степенях їх стехіометричних коефіцієнтів в рівнянні реакції;
- в) швидкість хімічної реакції пропорційна сумі реагуючих речовин;
- г) в ізольованій системі сума мас та енергій є величиною сталою.

16. Вказати, який спосіб визначення концентрації розчинів відповідає виразу $\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розч}}}$:

- а) масові;
- б) розведені;
- в) насичені;
- г) ненасичені.

17. Які йони утворюються при дисоціації лугів?

- а) катіони металів та аніони кислотних залишків;
- б) катіони водню та аніони кислотних залишків;
- в) катіони металів та гідроксид-аніони;
- г) не дисоціюють.

- а) алюміній $\varphi_{Al/Al}^{3+} = -1,66 \text{ В}$;
в) берилій $\varphi_{Be/Be}^{2+} = -1,85 \text{ В}$;

- б) барій $\varphi_{Ba/Ba}^{2+} = -2,9 \text{ В}$;
г) цинк $\varphi_{Zn/Zn}^{2+} = -0,76 \text{ В}$.

9. При електролізі до зовнішнього джерела струму підключаються **електроди**. До **негативного полюсу** підключається:

- а) анод; б) катод; в) обидва електроди; г) розчин електроліту.

10. На **аноді** в першу чергу **окиснюються** аніони та молекули:

- а) безкисневих кислот – Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} ;
б) аніони оксигенвмісних кислот – SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} ;
в) молекули H_2O ;
г) молекули газів.

11. Розчин містить йони Cl^- , Br^- , I^- однакової концентрації. Порівнюючи їх **стандартні електродні потенціали**, визначте, який з зазначених йонів буде **окиснюватися в першу чергу**?

- а) $2I^- - 2e \rightarrow I_2$; $\varphi^0 = +0,53 \text{ В}$;
в) $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$; $\varphi^0 = +1,36 \text{ В}$;
б) $2Br^- - 2e \rightarrow Br_2$; $\varphi^0 = +1,06 \text{ В}$;
г) $2H_2O - 4e \rightarrow O_2 + 4H^+$; $\varphi^0 = +1,23 \text{ В}$.

12. Розчин містить йони Li^+ , Pt^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} однакової концентрації. Порівнюючи їх **стандартні електродні потенціали** визначте, який з зазначених йонів металів буде **відновлюватися на катоді в другу чергу**?

- а) $Li^+ + 1e \rightarrow Li^0$; $\varphi^0 = -3,05 \text{ В}$;
в) $Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn^0$; $\varphi^0 = -0,76 \text{ В}$;
б) $Pt^{2+} + 2e \rightarrow Pt^0$; $\varphi^0 = +1,2 \text{ В}$;
г) $Fe^{2+} + 2e \rightarrow Fe^0$; $\varphi^0 = -0,44 \text{ В}$.

13. На підставі приведених стандартних електрохімічних потенціалів визначити, який із зазначених металів найбільш **корозійнонестійкий в кислому середовищі** φ^0 :

- а) $\varphi_{Cd/Cd}^{2+} = -0,40 \text{ В}$;
в) $\varphi_{Cu/Cu}^{2+} = +0,34 \text{ В}$;
б) $\varphi_{Fe/Fe}^{2+} = -0,44 \text{ В}$;
г) $\varphi_{Au/Au}^+ = +0,498 \text{ В}$.

14. Вкажіть, який тип **корозії металів** називається **електрохімічним**?

- а) корозія, що відбувається під дією навколишнього середовища у відсутності вологи;
б) корозія при контакті двох різнорідних металів у середовищі електроліту;
в) корозія під впливом блукаючих струмів;
г) корозія, що відбувається під дією мікроорганізмів.

15. Різновидом електрохімічної корозії **не буде**:

- а) контактна корозія; б) газова корозія;
в) атмосферна корозія; г) ґрунтова корозія.

16. Яка з наведених **гальванічних пар** відповідає **протекторному захисту заліза від корозії**?

- ($\varphi_{Fe/Fe}^{2+} = -0,44 \text{ В}$; $\varphi_{Cd/Cd}^{2+} = -0,4 \text{ В}$; $\varphi_{Cu/Cu}^{2+} = +0,34 \text{ В}$; $\varphi_{Ti/Ti}^{2+} = -1,63 \text{ В}$;
 $\varphi_{Sn/Sn}^{2+} = -0,14 \text{ В}$).
а) Fe–Ni; б) Fe–Cu; в) Fe–Ti; г) Fe–Sn.

17. Показником дисперсності є pd , що визначається як:

- а) розмір частинки – «а»;
б) зворотня величина розміру частинки – « $\frac{1}{a} \text{ м}^{-1}$ »;
в) негативний логарифм розміру частинки – « $-\lg a$ »;
г) багатозначність системи.

18. Поглинання світла відбувається, якщо:

- а) розміри часток системи менше ніж напівдовжина хвилі світла;
- б) розміри часток системи більше ніж довжина хвилі видимого світла;
- в) променева енергія перетворюється в теплову чи хімічну енергію;
- г) розміри часток системи відповідають довжині хвилі видимого світла.

19. Поверхнева енергія – це:

- а) поверхнева енергія, яка віднесена до одиниці поверхні;
- б) робота по збільшенню площі поверхні рідини, що переходить в потенційну енергію молекул поверхневого шару;
- в) зміна енергії поверхні при сталих температурі та об'єму.

20. Який заряд має колоїдна частка, якщо потенціалвизначальні йони негативні?

- а) негативний;
- б) позитивні;
- в) нейтральний.

ЗМ-П1

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

1 А) При спалюванні 6,2 г кремневодню добуто 12 г діоксиду SiO_2 . Густина кремневодню за повітрям дорівнює 2,14. Вивести молекулярну формулу кремневодню.

Б) При якому тиску маса 3 л хлору має 2,5 г, якщо $t = 23\text{ }^\circ\text{C}$?

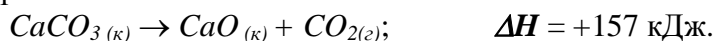
2 А) Визначити валентні електрони атомів, вказати до якої родини належить елемент, його властивості (*Me* чи *неMe*): $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$.

Б) Записати валентні електрони елементів, їх ступені окиснення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук: *Ti*.

3 А) Обчислити ΔH хімічної реакції за стандартними умовами і зробити висновок про тепловий ефект реакції:



Б) Використовуючи значення ΔH та ΔS за стандартними умовами визначити при якій температурі настає рівновага в системі:



4 А) У бензолі об'ємом 170 мл розчинили сірку масою 1,8 г. Густина бензолу дорівнює 0,88 г/мл. Визначте масову частку сірки в розчині.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: $SnCl_2$, Na_2SO_4 .

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) В якому напрямку будуть переміщатися електрони по зовнішньому колу в гальванічному елементі $Mn | Mn(NO_3)_2 || Pb(NO_3)_2 | Pb$, якщо розчини електролітів одномольярні. Записати рівняння процесів на аноді та катоді та молекулярне рівняння роботи елемента.

Б) Розрахувати електродний потенціал Al^{3+} в розчині його солі при концентрації 0,0001 моль/л (М). $\phi^0_{Al/Al^{3+}} = -1,662 \text{ В}$.

В) До водного розчину речовини $ZnCl_2$ (**А**) повільно додають водний розчин речовини KOH (**Б**). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **А**, в іншому – надлишок речовини **Б**. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №3

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Виберіть вірне формулювання, що відображає поняття «ізотоп»:

- а) атоми, які мають однакову масу, але різний заряд ядра;
- б) атоми, які мають різну масу, але один і той самий заряд ядра;
- в) атоми, які мають різну масу і різний заряд ядра;
- г) атоми, які мають однакову кількість нейтронів в ядрі.

2. Яке формулювання вірно для закону збереження мас:

- а) в ізольованій системі сума мас та енергій є величиною сталою;
- б) маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх молярним масам (об'ємам) еквівалентів;
- в) при сталих тисках та температурі швидкість реакції дорівнює добутку концентрації реагуючих речовин, піднесених в степінь їх стехіометричних коефіцієнтів;
- г) маса речовин, що вступають у реакцію, дорівнює маси речовин, що утворюється в наслідок реакції.

3. Виберіть вірне формулювання закону Авогадро:

- а) у рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул;
- б) у рівних об'ємах різних газів за однакових умов не може бути однакового числа молекул;
- в) у рівних об'ємах різних газів за будь-яких умов міститься однакове число молекул;
- г) об'єм різних газів займає 22,4 л.

4. Вкажіть електронну структуру йона, який має 10 електронів і 11 протонів.

- а) $1s^2 2s^2 2p^8$;
- б) $1s^2 2s^1 2p^7$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^4$.

5. Як змінюються властивості елементів в періоді?

- а) зверху вниз зі збільшенням радіусу зростають металічні (відновні) властивості, а неметалеві зменшуються;
- б) властивості не залежать від кількості електронів на зовнішньому рівні а радіусу атомів;
- в) зліва направо зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому рівні зростають окисні (неметалеві) властивості;
- г) знизу вверх зі зменшенням радіусу атомів.

6. Ядро атома складається:

- а) з протонів (p^+) та електронів (e^-);
- б) з протонів (p^+) та нейтронів (n^0);
- в) з електронів (e^-) та нейтронів (n^0);
- г) з протонів (p^+), нейтронів (n^0), електронів (e^-).

7. Вказати тип хімічного зв'язку при утворенні йонів $[NH_4]^+$, $[BF_4]^-$:

- а) ковалентний неполярний;
- б) ковалентний полярний;
- в) донорно-акцепторний;
- г) йонний.

18. Які йони утворюються при дисоціації солей?

- а) катіони металів та аніони кислотних залишків; в) катіони металів та гідроксид-аніони; залишків;
б) катіони водню та аніони кислотних залишків; г) не дисоціюють.

19. Сіль утворена сильною кислотою та слабкою основою. Вказати за яким йоном піде її гідроліз в водному розчині та яке середовище при цьому буде спостерігатися:

- а) гідроліз за катіоном, $pH < 7$; в) гідроліз за аніоном та катіоном, $pH \approx 7$;
б) гідроліз за аніоном, $pH > 7$; г) гідролізу немає, $pH = 7$.

20. Дисперсними системами є:

- а) гомогенні; в) механічні;
б) гетерогенні; г) змішані.

ЗМ-Л2

Виберіть правильну відповідь

1. Відновлення – це процес:

- а) втрати електронів; б) приєднання електронів;
в) збереження рівноваги в системі; г) збереження стану йонів.

2. Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення такі, в яких:

- а) окисник та відновник входять до складу однієї сполуки;
б) окисник та відновник входять до складу різних сполуки;
в) окисник та відновник є атомами одного елемента в проміжному ступені окиснення;
г) окисник та відновник є атомами одного елемента в однаковому ступені окиснення.

3. Ліозолі – це золі, в яких дисперсійне середовище:

- а) газу; б) рідини; в) тверде тіло; г) рідини та газу.

4. Для застосування сигналів небезпеки застосовують лампи з більшою довжиною хвилі світла:

- а) червона; б) зелена; в) синя; г) жовтогаряча.

5. Гальванічний елемент складається з двох електродів, занурених у розчин їхніх солей. В якості анода виступає електрод:

- а) з меншим потенціалом;
б) з більшим потенціалом;
в) з однаковим потенціалом, що має катод;
г) з потенціалом, який дорівнює водневому потенціалу $\varphi_{2H^+/H_2} = 0$ В.

6. Електродний потенціал металу є характеристикою окисно-відновної здатності металу:

- а) в газовій фазі; б) в розчиненому стані;
в) в твердій фазі; г) в нейтральному середовищі.

7. В гальванічному елементі за зовнішнім колом перебігають електрони:

- а) від катода до анода; б) від анода до катода;
в) від йона до атома; г) перебіг електронів відсутній.

8. Укажіть, який з перерахованих металів можна використати як **анод гальванічного елемента**, якщо **катодом є олово** $\varphi^{\circ}_{\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}} = -0,136 \text{ В}$:

а) мідь $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = +0,34 \text{ В}$;

б) кобальт $\varphi^{\circ}_{\text{Co}/\text{Co}^{3+}} = -0,277 \text{ В}$;

в) ртуть $\varphi^{\circ}_{\text{Hg}/\text{Hg}^{2+}} = +0,854 \text{ В}$;

г) срібло $\varphi^{\circ}_{\text{Ag}/\text{Ag}^{+}} = +0,799 \text{ В}$.

9. До **негативного полюсу** зовнішнього джерела струму **рухаються**:

а) аніони;

б) катіони;

в) нейтральні молекули;

г) протони.

10. На **аноді** в першу чергу **окиснюються аніони та молекули**:

а) безкисневих кислот – Cl^{-} , Br^{-} , I^{-} , S^{2-} ;

б) аніони оксигеновмісних кислот – SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , NO_3^{-} , PO_4^{3-} ;

в) молекули H_2O ;

г) молекули газів.

11. Металевий **анод** може **окиснюватися** (розчинятися), якщо його потенціал:

а) дорівнює потенціалу аніонів;

б) менше потенціалу аніонів;

в) дорівнює окисному потенціалу води (1,23 В);

г) більше потенціалу оксигеновмісних аніонів.

12. Розчин містить **йони** Cd^{2+} , K^{+} , Cu^{2+} , Ag^{+} однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали визначте, який з зазначених іонів металів буде **відновлюватися на катоді** в першу чергу?

а) $\text{Cd}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cd}^0$; $\varphi^0 = -0,40 \text{ В}$;

б) $\text{K}^{+} + e \rightarrow \text{K}^0$; $\varphi^0 = -2,93 \text{ В}$;

в) $\text{Ag}^{+} + e \rightarrow \text{Ag}^0$; $\varphi^0 = +0,80 \text{ В}$;

г) $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$; $\varphi^0 = +0,34 \text{ В}$.

13. Вкажіть, який **тип корозії металів** зветься **хімічним**?

а) корозія під впливом блукаючих струмів;

б) корозія при контакті двох різnorідних металів у середовищі електроліту;

в) корозія, що відбувається під дією навколишнього середовища у відсутності вологи;

г) корозія, що відбувається під дією мікроорганізмів.

14. У вологому середовищі **при неоднаковому доступі кисню** до металевої конструкції буде руйнуватися та її частина, до якої **утруднений доступ повітря (кисню)**. Яку роль виконує ця частина конструкції?

а) анода;

б) катода;

в) окиснювача;

г) відновника.

15. **Швидкість хімічної корозії** залежить від розчинності продуктів корозії. Як зміниться швидкість корозії для заліза, **оксидна плівка якого дуже пухка**?

а) не змінюється у часі;

б) рівномірно зростає у часі;

в) уповільнюється у часі;

г) бурхливо зростає у часі.

16. Вказати, який **процес захисту від корозії** зветься **пасивацією**?

а) утворення оксидної плівки в присутності кисню при високій температурі;

б) утворення оксидної плівки під впливом сильних окисників;

в) утворення нітридної плівки при високій температурі;

г) утворення фосфідної плівки при високій температурі.

17. До **грубодисперсних систем** відносять системи з показником дисперсності:

а) $pd = 9, 10$; б) $pd = 5, 6$; в) $pd = 3, 4$; г) $pd = 7, 8, 9$.

18. **Розсіяння світла** відбувається, якщо:

а) розміри часток системи менше ніж **напівдовжина хвилі світла**;

б) розміри часток системи **більше ніж довжина хвилі видимого світла**;

- в) променева енергія перетворюється в теплову чи хімічну енергію;
 г) розміри часток системи відповідають довжині хвилі видимого світла.

19. Ізохорно-ізотермічний потенціал – енергія Гельмгольца - це:

- а) поверхнева енергія, яка віднесена до одиниці поверхні;
 б) робота по збільшенню площі поверхні рідини, що переходить в потенційну енергію молекул поверхневого шару;
 в) зміна енергії поверхні при сталих температурі та об'єму.

20. Який заряд має колоїдна частка, якщо потенціал визначальні йони позитивні?

- а) негативний; б) позитивні;
 в) нейтральний.

ЗМ-ШІ

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

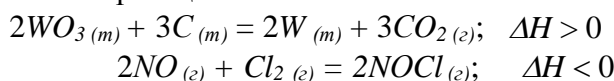
1 А) Обчислити еквівалентну масу олова, якщо при нагріванні 0,92 г його у струмі кисню утворюється 1,17 г оксиду олова.

Б) При 17 °С та тиску $1,040 \cdot 10^5$ Па маса $0,624 \cdot 10^{-3}$ м³ газу дорівнює $1,56 \cdot 10^{-3}$ кг. Визначити молекулярну масу газу.

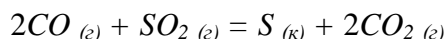
2 А) За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер): $...4p^6 5s^2 4d^{10}$.

Б) Записати валентні електрони елементів, їх ступені окиснення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук: Zn

3 А) Для наведених реакцій визначити швидкість прямої та зворотної реакцій та записати константу рівноваги реакцій.



Б) Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції.



4 А) Обчислити C_M , C_N , C_m , T : 9% розчину HNO_3 , густина якого 1,05 г/см³.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: NH_4Br , $Cu(NO_3)_2$.

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Записати схему Sn - Cr гальванічного елемента, вказати анод та катод. Визначити процеси, які відбуваються на електродах. Обчислити ϵ (ЕРС) за стандартними умовами.

Б) Визначити які речовини та в якій кількості виділились при електролізі водного розчину електроліту KBr на вугільних електродах протягом 2 год при силі струму 4 А.

В) До водного розчину речовини $Pb(NO_3)_2$ (А) повільно додають водний розчин речовини KI (Б). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини А, в іншому – надлишок речовини Б. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

- б) різниця електронегативності (ΔEN) дорівнює нулю – $\Delta EN = 0$;
в) різниця електронегативності (ΔEN) більше 1,7 – $\Delta EN > 1,7$;
г) різниця електронегативності (ΔEN) становить $0 < \Delta EN < 1,7$.

9. Вказати, в яких сучасних одиницях визначається **стандартна ентропія утворення речовини**:

- а) кДж;
б) кДж/моль;
в) кДж/моль·К,
г) ккал..

10. Який знак має значення зміна **енергії Гіббса (ΔG)** у процесі танення льоду?

- а) $\Delta G = 0$;
б) $\Delta G > 0$;
в) $\Delta G < 0$;
г) $\Delta G \geq 0$.

11. Вказати які умови відповідають **екзотермічному процесу**:

- а) $\Delta S < 0$;
б) $\Delta H < 0$;
в) $\Delta S > 0$;
г) $\Delta H > 0$.

12. До **термодинамічних функцій стану системи** належить:

- а) швидкість реакції (V);
б) внутрішня енергія (U);
в) стан рівноваги (K_p);
г) тиск (P).

13. Визначте правильну відповідь для **швидкості прямої гомогенної реакції**
 $2A + B = A_2B$:

- а) $V = [A_2B]$;
б) $V = k[A]^2[B]$;
в) $V = k[2A][B]$;
г) $V = k[A][2B]$.

14. Як зсунеться стан **рівноваги хімічної системи** при збільшенні тиску в системі?

- а) в напрямку меншої кількості газоподібних речовин;
б) в напрямку більшої кількості газоподібних речовин;
в) не зміниться;
г) в напрямку ендотермічної реакції.

15. В скільки разів зменшується **швидкість хімічної реакції** при зменшенні температури на 20°C і температурному коефіцієнті 2?

- а) 2;
б) 4;
в) 3;
г) 8.

16. Застосування яких речовин підвищить **швидкість реакції**?

- а) каталізаторів;
б) інгібіторів;
в) інертних газів;
г) кисню.

17. До **об'ємних концентрацій** належать:

- а) масова доля (ω);
б) молярна концентрація (C_M);
в) моляльна концентрація (C_m);
г) молярна доля (N_i).

18. Які **солі** відносяться до **нормальних (середніх)**?

- а) солі, в яких метал повністю витіснив водень з молекули кислоти;
б) солі, в яких кислотний залишок неповністю замістив основні гідроксогрупи;
в) солі, в яких метал неповністю витіснив водень з молекули кислоти;
г) солі, в яких декілька йонів металів поєднані з одним з кислотних залишків.

8. Укажіть, який з перерахованих металів можна використати як **катод гальванічного елемента**, якщо **анодом є мідь** $\varphi^{\circ}_{\text{Cu/Cu}^{2+}} = +0,34 \text{ В}$:

- а) *золото* $\varphi^{\circ}_{\text{Au/Au}^{+2}} = +1,498 \text{ В}$; б) *свинець* $\varphi^{\circ}_{\text{Pb/Pb}^{2+}} = -0,126 \text{ В}$;
в) *алюміній* $\varphi^{\circ}_{\text{Al/Al}^{3+}} = -1,66 \text{ В}$; г) *цинк* $\varphi^{\circ}_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = -0,76 \text{ В}$.

9. До **позитивного полюсу** зовнішнього джерела струму рухаються:

- а) *аніони*; б) *катіони*; в) *нейтральні молекули*; г) *протони*.

10. Який математичний вираз відповідає **першому закону Фарадея «Маса речовин, що виділиться при електролізі, прямопропорційна кількості електрики, що пройшла крізь електроліт»**:

- а) $m = k \cdot I \cdot t$; б) $m = \rho \cdot V$; в) $m = \omega \cdot m_{\text{р-ну}}$; г) $m = \omega \cdot \rho \cdot V$.

11. Розчин містить **йони Cl^- , Br^- , I^-** однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали, визначте, який з зазначених **йонів** буде **окиснюватися в першу чергу?**

- а) $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2$; $\varphi^{\circ} = +0,53 \text{ В}$; б) $2\text{Br}^- - 2e \rightarrow \text{Br}_2$; $\varphi^{\circ} = +1,06 \text{ В}$;
в) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$; $\varphi^{\circ} = +1,36 \text{ В}$; г) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; $\varphi^{\circ} = +1,23 \text{ В}$.

12. Розчин містить **йони Fe^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} , Au^{3+}** однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали визначте, який з зазначених **йонів** металів буде **відновлюватися на катоді в першу чергу?**

- а) $\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}^0$; $\varphi^{\circ} = -0,44 \text{ В}$; б) $\text{Pb}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pb}^0$; $\varphi^{\circ} = -0,13 \text{ В}$;
в) $\text{Bi}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Bi}^0$; $\varphi^{\circ} = +0,21 \text{ В}$; г) $\text{Au}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Au}^0$; $\varphi^{\circ} = +1,5 \text{ В}$.

13. Вкажіть, який **тип корозії металів** називається **електрохімічним?**

- а) *корозія, що відбувається під дією навколишнього середовища у відсутності вологи*;
б) *корозія при контакті двох різновидних металів у середовищі електроліту*;
в) *корозія під впливом блукаючих струмів*;
г) *корозія, що відбувається під дією мікроорганізмів*.

14. Використовуючи **ряд напруг металів**, визначте який з **металів в гальванічній парі Fe-Cu** буде **руйнуватися**:

- а) *залізо* $\varphi^{\circ}_{\text{Fe/Fe}^{2+}} = -0,44 \text{ В}$; б) *мідь* $\varphi^{\circ}_{\text{Cu/Cu}^{2+}} = +0,34 \text{ В}$;
в) *обидва метали*; г) *не буде руйнуватися жоден*.

15. Який процес протікає на **аноді** при **електрокорозії** - корозії під дією **блукаючих струмів?**

- а) $\text{Fe}^0 - 2e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; б) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$;
в) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$; г) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

16. Вказати, який **процес захисту від корозії** зветься **азотуванням?**

- а) *утворення оксидної плівки в присутності кисню при високій температурі*;
б) *утворення оксидної плівки під впливом сильних окисників*;
в) *утворення нітридної плівки при високій температурі*;
г) *утворення фосфідної плівки при високій температурі*.

17. **Зв'язанодисперсні системи** – це системи:

- а) *зі слабкою взаємодією на межі розподілу фаз*;
б) *з сильною взаємодією на межі розподілу фаз*;
в) *просторові структурні сітки, високопористі тіла дисперсної фази в дисперсному середовищі*;
г) *звичайні золі*.

18. Поліхроматичне світло (біле) при розсіянні збагачується **короткими хвилями**:
а) зеленими; б) червоними; в) жовтими; г) синіми.

19. За яких умов зміна енергії Гельмгольца відбувається самовільно:
а) $\Delta F > 0$; б) $\Delta F = 0$; в) $\Delta F < 0$.

20. До якого полюсу – анода (А+) чи катода (К-) буде рухатись дифузійний шар противоіонів-аніонів в дисперсійному середовищі?

а) А+; б) К-;
в) на дифузійний шар противоіонів електричне поле не впливає.

ЗМ-П1

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

1 А) 0,0547 г металу виділяє із кислоти 50,4 мл водню при стандартних умовах. Визначте молярну масу еквівалента металу.

Б) Густина газу за повітрям дорівнює 2,562. Визначити масу 10^{-3} м³ газу за н.у.

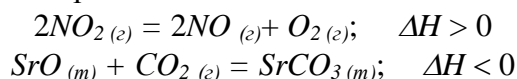
2 А) Визначити валентні електрони атомів, вказати до якої родини належить елемент, його властивості (Me чи неMe): ... $4p^6 5s^2 4d^3$.

Б) Записати валентні електрони елементів, їх ступені окиснення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук: Se.

3 А) Обчислити ΔH хімічної реакції при стандартних умовах і зробити висновок про тепловий ефект реакції:



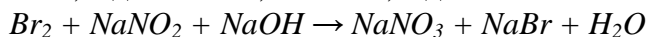
Б) Для наведених реакцій визначити швидкість прямої та зворотної реакцій та записати константу рівноваги реакцій.



4 А) Обчислити C_m , C_n , C_m , T: 21% розчину H₂SO₄, густина якого 1,151 г/см³.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: MgSO₄, Na₂S.

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Записати схему Fe-Mn гальванічного елемента, вказати анод та катод. Визначити процеси, які відбуваються на електродах. Обчислити ϵ (EPC) за стандартними умовами.

Б) Записати схему гальванічного елемента. Визначити процеси, що відбуваються при електролізі на електродах, обчислити ϵ (EPC) за н.у. Обрати метал, який можна використовувати як катод, якщо анодом є Cu.

В) До водного розчину речовини CaCl₂ (А) повільно додають водний розчин речовини Na₂CO₃ (Б). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини А, в іншому – надлишок речовини Б. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №5

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$) – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для солей визначається, як одиниця поділена на:

- а) добуток числа атомів кисню на його валентність;
- б) добуток числа атомів водню на його валентність;
- в) добуток числа атомів металу на його валентність;
- г) валентність елемента.

2. Яке формулювання вірно для закону еквівалентів:

- а) маса речовин, що вступають у реакцію, дорівнює маси речовин, що утворюється в наслідок реакції;
- б) маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх молярним масам (об'ємам) еквівалентів;
- в) при сталих тисках та температурі швидкість реакції дорівнює добутку концентрації реагуючих речовин, піднесених в степінь їх стехіометричних коефіцієнтів;
- г) в ізольованій системі сума мас та енергій є величиною сталою.

3. Негативно заряджений йон (аніон) має:

- а) більше нейтронів (n^0) ніж електронів (e^-);
- б) більше протонів (p^+) ніж електронів (e^-);
- в) більше електронів (e^-) ніж протонів (p^+);
- г) більше електронів (e^-) ніж нейтронів (n^0).

4. Навколо ядра атома обертаються:

- а) електрони;
- б) протони;
- в) нейтрони;
- г) позитрони.

5. Гібридизації орбіталей – sp^2 – відповідає просторова конфігурація молекул:

- а) рівносторонній трикутник з кутом зв'язку 120° ;
- б) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° ;
- в) тетраедр з кутом зв'язку $109^\circ 28'$;
- г) кутова з кутом зв'язку $104^\circ 30'$.

6. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках CO_2 ; CH_4 ; NH_3 ; H_2S :

- а) ковалентний полярний;
- б) ковалентний неполярний;
- в) донорно-акцепторний;
- г) йонний.

7. Вказати математичний вираз поняття «ентальпія»:

- а) $Q = H_2 - H_1$;
- б) $H = U + pV$;
- в) $S = K \ln W$;
- г) $G = H - TS$.

8. Енергія Гіббса при утворенні яких речовин дорівнює нулю?

- а) складних речовин;
- б) простих речовин;
- в) йонів;
- г) молекул.

10. На катоді при електролізі відбуваються процеси:

- а) відновлення катіонів; б) відновлення аніонів;
в) окиснення молекул H_2O ; г) окиснення аніонів.

11. Яке середовище спостерігається при окисненні води на аноді під час електролізу?

- а) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$ – лужне; б) $2H_2O - 4e \rightarrow 4H^+ + O_2$ – кисле;
в) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ – нейтральне; г) $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ – лужне та кисле.

12. Розчин містить йони Cd^{2+} , K^+ , Cu^{2+} , Ag^+ однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали визначте, який з зазначених йонів металів буде відновлюватися на катоді в першу чергу?

- а) $Cd^{2+} + 2e \rightarrow Cd^0$; $\varphi^0 = -0,40 \text{ В}$; б) $K^+ + e \rightarrow K^0$; $\varphi^0 = -2,93 \text{ В}$;
в) $Ag^+ + e \rightarrow Ag^0$; $\varphi^0 = +0,80 \text{ В}$; г) $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$; $\varphi^0 = +0,34 \text{ В}$.

13. Вкажіть, який тип корозії металів називається електрокорозією?

- а) корозія, що відбувається під дією навколишнього середовища у відсутності вологи;
б) корозія при контакті двох різнорідних металів у середовищі електроліту;
в) корозія під впливом блукаючих струмів;
г) корозія, що відбувається під дією мікроорганізмів.

14. Швидкість хімічної корозії залежить від розчинності продуктів корозії. Як зміниться швидкість корозії для Zn , Al , Cr , якщо їхні оксидні плівки дуже щільні та стійкі?

- а) не змінюється у часі; б) рівномірно зростає у часі;
в) уповільнюється у часі; г) бурхливо зростає у часі.

15. Використовуючи значення стандартних потенціалів укажіть протектор для алюмінію:

- а) $\varphi^0_{Al/Al^{3+}} = -1,66 \text{ В}$; б) $\varphi^0_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 \text{ В}$;
в) $\varphi^0_{Mg/Mg^{2+}} = -2,4 \text{ В}$; г) $\varphi^0_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 \text{ В}$.

16. Вказати, який процес захисту від корозії зветься фосфатуванням?

- а) утворення оксидної плівки в присутності кисню при високій температурі;
б) утворення оксидної плівки під впливом сильних окисників;
в) утворення нітридної плівки при високій температурі;
г) утворення фосфідної плівки при високій температурі.

17. До молекулярних систем відносять системи з показником дисперсності:

- а) $pd = 9, 10$; б) $pd = 5, 6$; в) $pd = 3, 4$; г) $pd = 7, 8, 9$.

18. Послаблення інтенсивності світла, що проходить крізь дисперсну систему, описується:

- а) рівнянням Релея; б) законом Ламберта-Бугера-Бера;
в) рівнянням Ейнштейна-Смолуховського; г) рівнянням гіпсометричного закону Лапласа.

19. Самовільний процес в дисперсних системах – зменшення енергії Гельмгольца, призводить до:

- а) зменшення дисперсності – укрупнення часток;
б) збільшення дисперсності – зменшення розміру часток;
в) зміни розміру часток в системі не відбувається.

20. До якого полюсу – анода (А+) чи катода (К-) буде рухатись дифузійний шар противоіонів-катіонів в дисперсійному середовищі?

а) А+;

б) К-;

в) на дифузійний шар противоіонів електричне поле не впливає.

ЗМ-П1

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

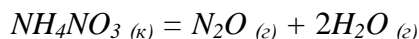
1 А) 1,8 г металу при взаємодії з хлором утворюють 7,05 г хлориду. Визначте молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса хлору 35,5 г/моль.

Б) Маса $0,327 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу при 13 °С та тиску $1,040 \cdot 10^5 \text{ Па}$ дорівнює $0,828 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Визначити молярну масу газу. (Відповідь: $M_r = 57,8$).

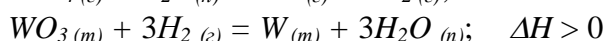
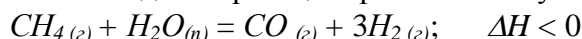
2 А) За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер): $\dots 6s^2 5d^{10} 6p^1$.

Б) Записати валентні електрони елементів, їх ступені окиснення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук: Ga.

3 А) Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції.



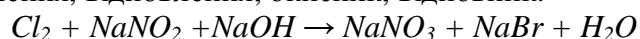
Б) Вказати як зміниться швидкість реакцій при зміні тиску: $P \downarrow 3$.



4 А) Який об'єм розчину сірчаної кислоти густиною 1,8 г/мл з масовою часткою H_2SO_4 88% треба взяти для приготування розчину кислоти об'ємом 300 мл і густиною 1,3 г/мл з масовою часткою H_2SO_4 40%?

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: NaCN, NH_4NO_3 .

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) При електролізі водного розчину електроліту при проходженні струму силою $I = 8 \text{ А}$, виділилась за час $t = 30 \text{ хвил}$, маса $m = 4,42 \text{ г}$ металу. Визначити молярну масу еквівалента металу.

Б) Вказати послідовність процесів, що відбуваються на аноді та катоді при електролізі суміші водних розчинів електролітів $TiCl_2$; $ZnSO_4$. Визначити напругу розкладу для кожної стадії процесу.

В) До водного розчину речовини $FeCl_3$ (А) повільно додають водний розчин речовини $NaOH$ (Б). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини А, в іншому – надлишок речовини Б. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №6

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$) – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для кислот визначається, як одиниця поділена на:

- а) добуток числа атомів кисню на його валентність;
- б) добуток числа атомів водню на його валентність;
- в) добуток числа атомів металу на його валентність;
- г) валентність елемента.

2. Виберіть з приведених рівнянь рівняння Клапейрона-Менделєєва – рівняння стану ідеального газу:

- а) $PT = nRV$;
- б) $nRV = PT$;
- в) $PV = nRT$;
- г) $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$.

3. Позитивно заряджений йон (катион) має:

- а) більше нейтронів (n^0) ніж електронів (e^-);
- б) більше протонів (p^+) ніж електронів (e^-);
- в) більше електронів (e^-) ніж протонів (p^+);
- г) більше електронів (e^-) ніж нейтронів (n^0).

4. Ядро атома складається:

- а) з протонів (p^+) та електронів (e^-);
- б) з протонів (p^+) та нейтронів (n^0);
- в) з електронів (e^-) та нейтронів (n^0);
- г) з протонів (p^+), нейтронів (n^0), електронів (e^-).

5. Які електрони називаються валентними?

- а) електрони зовнішнього рівня;
- б) електрони попереднього підрівня зовнішньому рівню;
- в) електрони зовнішнього рівня та попереднього підрівня, якщо він незаповнений;
- г) електрони зовнішнього та попереднього рівня.

6. Хімічний зв'язок є йонним, коли:

- а) різниця електронегативності (ΔEN) більше нуля – $\Delta EN = 0 - 5$;
- б) різниця електронегативності (ΔEN) дорівнює нулю – $\Delta EN = 0$;
- в) різниця електронегативності (ΔEN) більше 1,7 – $\Delta EN > 1,7$;
- г) різниця електронегативності (ΔEN) становить $0 < \Delta E < 1,7$.

7. Гібридизації орбіталей – sp^3 – для сполук вуглецю відповідає просторова конфігурація молекул:

- а) тетраедр з кутом зв'язку $109^{\circ}28'$;
- б) кутова форма з кутом зв'язку $104^{\circ}'30$;
- в) піраміда з кутом зв'язку $107^{\circ}18'$;
- г) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° .

8. Вказати тип хімічного зв'язку в молекулах Na_2S , KCl , MgI_2 :

- а) донорно-акцепторний;
- б) ковалентний неполярний;
- в) ковалентний полярний;
- г) йонний.

9. Вказати математичний вираз поняття «ентропія»:

а) $Q = H_2 - H_1$;

в) $S = K \ln W$;

б) $H = U + pV$;

г) $G = H - TS$.

10. Вказати, в яких сучасних одиницях визначається **стандартна ентальпія утворення речовини**:

а) кДж;

в) кДж/моль·К;

б) кДж/моль;

г) ккал.

11. До **термодинамічних функцій стану системи** належить:

а) енергія Гіббса (G);

в) стан рівноваги (K_p);

б) тиск (P);

г) об'єм (V).

12. За якою термодинамічною функцією можна зробити висновок про можливість чи неможливість **самовільного перебігу реакцій**?

а) ΔH – ентальпія;

в) ΔG – енергія Гіббса;

б) ΔS – ентропія;

г) ΔU – внутрішня енергія.

13. Вказати правильне формулювання **закону діючих мас**:

а) при сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин;

б) при сталій температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин, взятих в степенях їх стехіометричних коефіцієнтів в рівнянні реакції;

в) швидкість хімічної реакції пропорційна сумі реагуючих речовин;

г) в ізольованій системі сума мас та енергій є величиною сталою.

14. Як зсунеться **стан рівноваги хімічної системи** при збільшенні тиску в системі?

а) в напрямку меншої кількості газоподібних речовин;

б) в напрямку більшої кількості газоподібних речовин;

в) не зміниться;

г) в напрямку ендотермічної реакції.

15. В скільки разів зменшується **швидкість хімічної реакції** при зменшенні температури на 20°C і температурному коефіцієнті 3?

а) 9;

в) 3;

б) 4;

г) 8.

16. Коли настає **стан рівноваги хімічної реакції**?

а) при однакових швидкостях прямої і зворотної реакцій;

б) при однакових концентраціях вхідних та кінцевих речовин;

в) при охолодженні;

г) при сталому тиску.

17. Виберіть вірну відповідь до поняття «**молярна концентрація розчину**»:

а) кількість моль розчиненої речовини в одиниці об'єма розчину;

б) кількість моль розчиненої речовини в 1кг розчину;

в) кількість моль еквівалентів речовини в одиниці об'єму;

г) кількість моль розчинної речовини в одиниці об'єма розчинника.

18. Які солі відносяться до **основних** солей?

- а) солі, в яких метал повністю витиснув водень з молекули кислоти;
- б) солі, в яких кислотний залишок неповністю замістив основні гідроксогрупи основ;
- в) солі, в яких метал неповністю витиснув водень з молекули кислоти;
- г) солі, в яких декілька йонів металів поєднані з одним з кислотних залишків.

19. Сіль утворена сильною кислотою та сильною основою. Вказати за яким йоном піде її **гідроліз** в водному розчині та яке **середовище** при цьому буде спостерігатися:

- а) гідроліз за катіоном, pH менше 7;
- в) гідроліз за аніоном та катіоном, pH приблизно дорівнює 7;
- б) гідроліз за аніоном, pH більше 7;
- г) гідролізу немає, $pH = 7$.

20. Які з наведених речовин відносяться до **електролітів**?

- а) залізо;
- в) нітратна кислота;
- б) сірка;
- г) оксид заліза (II).

ЗМ-Л2

Виберіть правильну відповідь

1. **Окисно-відновну двоїстість** виявляють сполуки, в яких елемент знаходиться:

- а) в нижчому ступені окиснення;
- б) в вищому ступені окиснення;
- в) в проміжному ступені окиснення;
- г) в незмінному ступені окиснення.

2. Який заряд має **аніон**?

- а) позитивний;
- б) негативний;
- в) нейтральний;
- г) змінний.

3. За міру подрібненості речовини приймається **ступінь дисперсності**. Це величина:

- а) пропорційна розміру частинки;
- б) зворотня розміру частинки;
- в) однакова з розміром частинки;
- г) не залежить від розміру частинки.

4. Якщо **розміри часток колоїдної системи менше напівдовжини хвилі світла**, то відбувається процес:

- а) відображення світла;
- б) поглинання світла;
- в) розсіяння світла;
- г) не позначається на зміні інтенсивності світла.

5. **Гальванічний елемент** складається з двох електродів, занурених у розчин їхніх солей. В якості **катода** виступає електрод:

- а) з меншим потенціалом;
- б) з більшим потенціалом;
- в) з однаковим потенціалом, що має анод;
- г) з потенціалом, який дорівнює водневому потенціалу $\varphi_{2H^+/H_2} = 0$ В.

6. Більші **відновні властивості** мають метали, якщо їх **стандартні електродні потенціали**:

- а) позитивні;
- б) близькі до нуля;
- в) більш негативні;
- г) найбільш позитивні.

7. **Електрорушійна сила Е (ЕРС, $\Delta\phi$)** гальванічного елемента визначається як:

- а) різниця між потенціалами анода та катода;

- б) різниця між потенціалами катода та анода;
в) різниця між концентраціями електролітів, в які занурені електроди;
г) різниця між зарядами йонів електролітів.

8. У якому напрямку будуть **перебігати електрони** в зовнішньому ланцюзі в гальванічному елементі $Zn|ZnSO_4||AgNO_3|Ag$, якщо розчини електролітів **одномолярні** $\varphi^{\circ}_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 \text{ В}$ $\varphi^{\circ}_{Ag/Ag^+} = +0,799 \text{ В}$.
Запишіть рівняння реакцій у катода й в анода.

- а) від срібла до цинку; б) від цинку до срібла;
в) електрони не перебігають; г) від срібла й від цинку.

9. На аноді при електролізі в першу чергу відбуваються процеси:

- а) окиснення молекул H_2O ; б) відновлення аніонів;
в) окиснення аніонів; г) відновлення катіонів.

10. На катоді при електролізі в першу чергу відновлюються йони металів, які мають:

- а) $\varphi^{\circ}_{Me/Me^{n+}} < -1,66 \text{ В}$; б) $\varphi^{\circ}_{Me/Me^{n+}} = -1 \text{ В}$;
в) йони H^+ $\varphi^{\circ}_{H_2/2H^+} = 0 \text{ В}$; г) $\varphi^{\circ}_{Me/Me^{n+}} > 0 \text{ В}$.

11. Яке **середовище** спостерігається при **відновленні води** на катоді під час електролізу?

- а) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$ – лужне;
б) $2H_2O - 4e \rightarrow 4H^+ + O_2$ – кисле;
в) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ – нейтральне;
г) $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ – лужне та кисле.

12. Який процес відбувається при **електролізі** водного розчину хлориду хрому (III) $CrCl_3$ на **хромовому аноді**?

- а) $2H_2O - 4e \rightarrow 4H^+ + O_2$; $\varphi^{\circ} = +1,23 \text{ В}$; б) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$; $\varphi^{\circ} = -0,41 \text{ В}$;
в) $Cr^{\circ} - 3e \rightarrow Cr^{3+}$; $\varphi^{\circ} = -0,74 \text{ В}$; г) $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$; $\varphi^{\circ} = +1,36 \text{ В}$.

13. Вкажіть, який **тип корозії металів** називається **біокорозією**?

- а) корозія, що відбувається під дією навколишнього середовища у відсутності вологи;
б) корозія при контакті двох різнорідних металів у середовищі електроліту;
в) корозія під впливом блукаючих струмів;
г) корозія, що відбувається під дією мікроорганізмів.

14. Використовуючи ряд напруг металів, визначте який з **металів** в гальванічній парі **Fe–Cu** буде **руйнуватися**:

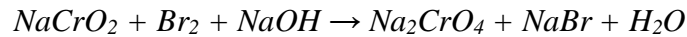
- а) залізо $\varphi^{\circ}_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 \text{ В}$; б) мідь $\varphi^{\circ}_{Cu/Cu^{2+}} = +0,34 \text{ В}$;
в) обидва метали; г) не буде руйнуватися жоден.

15. Яка ділянка металу є **анодом** в умовах **різної аерації**:

- а) ділянка з найбільшим вмістом розчиненого кисню;
б) ділянка з найменшим вмістом кисню;
в) ділянка з однаковим вмістом кисню;
г) швидкість корозії визначається наявністю йонів водню.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{\text{гидр}}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: CH_3COONH_4 , $CoCl_2$.

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Вказати послідовність процесів, що відбуваються на аноді та катоді при електролізі суміші водних розчинів електролітів $Ni(NO_3)_2$; $CdCl_2$. Визначити напругу розкладу для кожної стадії процесу.

Б) Визначити, який метал в парі $Fe - Ni$ буде руйнуватися при контактній корозії (використати ряд напруги металів) в нейтральному середовищі.

В) До водного розчину речовини $Ni(NO_3)_2$ (**А**) повільно додають водний розчин речовини H_2S (**Б**). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **А**, в іншому – надлишок речовини **Б**. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №7

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$) – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для **оксидів** визначається, як одиниця поділена на:

- а) добуток числа атомів кисню на його валентність;
- б) добуток числа атомів водню на його валентність;
- в) добуток числа атомів металу на його валентність
- г) валентність елемента.

2. Виберіть формулювання, що вірно відображає поняття «**атом**»:

- а) це хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів;
- б) це лише хімічно подільна електронейтральна частка речовини, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів;
- в) це хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра та позитивно заряджених електронів;
- г) це хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, яка складається з нейтрального ядра і негативно заряджених електронів.

3. Виберіть з приведених формулювань сучасне формулювання **періодичного закону Д.І. Менделєєва**:

- а) властивості елементів та утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від розміру електронної оболонки їх атомів;
- б) властивості елементів та утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів атомних ядер;
- в) властивості елементів, а отже і властивості утворених ними простих і складних тіл, перебувають у періодичній залежності від їх атомних мас;
- г) властивості елементів, а отже і властивості утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від радіусу атома.

4. Визначити тип хімічного зв'язку у сполуках N_2 ; H_2 ; O_2 ; Cl_2 :

- а) ковалентний полярний;
- б) ковалентний неполярний;
- в) донорно-акцепторний;
- г) йонний.

5. Вказати найсильніший **відновник** в періодичній системі:

- а) Fr;
- б) F;
- в) At;
- г) H.

6. Хімічний зв'язок є **ковалентним сильно-полярним**, коли:

- а) різниця електронегативності (ΔEN) більше нуля – $\Delta EN > 0$;
- б) різниця електронегативності (ΔEN) дорівнює нулю – $\Delta EN = 0$;
- в) різниця електронегативності (ΔEN) більше 1,7 – $\Delta EN > 1,7$;
- г) різниця електронегативності (ΔEN) становить $0 < \Delta EN < 1,7$.

7. Гібридизації орбіталей – sp^2 – відповідає просторова конфігурація молекул:

- а) рівносторонній трикутник з кутом зв'язку 120° ; в) тетраедр з кутом зв'язку $109^\circ 28'$;
б) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° ; г) кутова з кутом зв'язку $104^\circ 30'$.

8. Вказати математичний вираз поняття «енергія Гіббса»:

- а) $Q = H_2 - H_1$; в) $S = K \ln W$;
б) $H = U + pV$; г) $G = H - TS$.

9. Вказати в яких сучасних одиницях визначається ентальпія хімічної реакції:

- а) кДж; в) кДж/моль·К;
б) кДж/моль; г) ккал.

10. Який фізичний зміст енергії Гіббса?

- а) теплота з від'ємним знаком $\Delta H = -Q$; в) загальний запас енергії;
б) робота з від'ємним знаком $\Delta G = -A_{\max}$; г) загальний об'єм.

11. Який фізичний зміст константи швидкості реакції?

- а) це швидкість реакції при концентраціях реагуючих речовин, які дорівнюють 1 моль/л;
б) це швидкість реакції при сталій температурі;
в) це швидкість реакції на сталій поверхні;
г) це швидкість реакції при сталому об'ємі.

12. Як зсунеться стан рівноваги хімічної системи при зменшенні тиску в системі?

- а) в напрямку меншої кількості газоподібних речовин; в) не зміниться;
б) в напрямку більшої кількості газоподібних речовин; г) в напрямку екзотермічної реакції.

13. Як залежить швидкість хімічної реакції від температури?

- а) не залежить; в) зменшується при збільшенні температури;
б) збільшується при збільшенні температури; г) зменшується при збільшенні тиску.

14. Виберіть вірну відповідь до поняття «нормальна (еквівалентна) концентрація розчину»:

- а) кількість моль розчиненої речовини в одиниці об'єма розчину;
б) кількість моль розчиненої речовини в 1кг розчину;
в) кількість моль еквівалентів речовини в одиниці об'єма;
г) маса розчиненої речовини в певному об'ємі розчину.

15. Сильні основи (луги) утворюють:

- а) d-метали; в) p-метали;
б) s-метали; г) f-метали.

16. Які катіони утворюються при дисоціації $NiCl_2$:

- а) H^+ ; в) Cl^- ;
б) Ni^{2+} ; г) Ni^{2+} і OH^- .

8. Укажіть, який з перерахованих металів можна використати як **катод гальванічного елемента**, якщо **анодом є марганець** $\varphi^0_{\text{Mn/Mn}^{2+}} = -1,18 \text{ В}$:

- а) алюміній $\varphi^0_{\text{Al/Al}^{3+}} = -1,66 \text{ В}$; б) барій $\varphi^0_{\text{Ba/Ba}^{2+}} = -2,9 \text{ В}$;
в) берилій $\varphi^0_{\text{Be/Be}^{2+}} = -1,85 \text{ В}$; г) цинк $\varphi^0_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = -0,76 \text{ В}$.

9. Електроліз розрізняють з **нерозчинними та розчинними анодами**. До **нерозчинних анодів** відносяться **аноли** з:

- а) *Fe, Zn*; б) *C, Pt*; в) *Cr, Ni*; г) *Cu, Hg*.

10. На **аноді в першу чергу окиснюються** аніони та молекули:

- а) *безкисневих кислот – Cl⁻, Br⁻, I⁻, S²⁻*;
б) *аніони оксигенвмісних кислот – SO₄²⁻, SO₃²⁻, NO₃⁻, PO₄³⁻*;
в) *молекули H₂O*;
г) *молекули газів*.

11. Розчин містить **йони Cl⁻, Br⁻, I⁻** однакової концентрації. Порівнюючи їх **стандартні електродні потенціали**, визначте, який з **зазначених йонів** буде **окиснюватися в першу чергу?**

- а) $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2$; $\varphi^0 = +0,53 \text{ В}$; б) $2\text{Br}^- - 2e \rightarrow \text{Br}_2$; $\varphi^0 = +1,06 \text{ В}$;
в) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$; $\varphi^0 = +1,36 \text{ В}$; г) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; $\varphi^0 = +1,23 \text{ В}$.

12. Розчин містить **йони Li⁺, Pt²⁺, Zn²⁺, Fe²⁺** однакової концентрації. Порівнюючи їх **стандартні електродні потенціали** визначте, який з **зазначених йонів металів** буде **відновлюватися на катоді в другу чергу?**

- а) $\text{Li}^+ + 1e \rightarrow \text{Li}^0$; $\varphi^0 = -3,05 \text{ В}$; б) $\text{Pt}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pt}^0$; $\varphi^0 = +1,2 \text{ В}$;
в) $\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}^0$; $\varphi^0 = -0,76 \text{ В}$; г) $\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}^0$; $\varphi^0 = -0,44 \text{ В}$.

13. У вологому середовищі при неоднаковому доступі кисню до металевої конструкції буде **руйнуватися** та її частина, до якої **утруднений доступ повітря (кисню)**. Яку роль виконує ця частина конструкції?

- а) *анода*; б) *катода*; в) *окиснювача*; г) *відновника*.

14. **Швидкість хімічної корозії** залежить від розчинності продуктів корозії. Як зміниться швидкість корозії для **Ni, Co, Ti, Mn**, якщо **плівка** їхньої корозії **нерозчинна** у воді?

- а) *не змінюється у часі*; б) *рівномірно зростає у часі*;
в) *уповільнюється у часі*; г) *бурхливо зростає у часі*.

15. Який процес протікає на **аноді** при **електрокорозії** - корозії під дією **блукуючих струмів?**

- а) $\text{Fe}^0 - 2e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; б) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$;
в) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$; г) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

16. Вказати, який **процес захисту від корозії** зветься **пасивацією?**

- а) *утворення оксидної плівки в присутності кисню при високій температурі*;
б) *утворення оксидної плівки під впливом сильних окисників*;
в) *утворення нітридної плівки при високій температурі*;
г) *утворення фосфідної плівки при високій температурі*.

17. Ліофобними системами зуться системи з:

- а) зі слабкою взаємодією на межі розподілу фаз;
- б) з сильною взаємодією на межі розподілу фаз;
- в) просторові структурні сітки, високопористі тіла дисперсної фази в дисперсному середовищі;
- г) звичайні золі.

18. Молекулярно-кінетичне уявлення про природу броунівського руху описується:

- а) рівнянням Релея;
- б) законом Ламберта-Бугера-Бера;
- в) рівнянням Ейнштейна-Смолуховського;
- г) рівнянням гіпсометричного закону Лапласа.

19. Сорбцією зветься поглинання газів, пари, розчинених речовин твердими тілами та рідиною. Який вид сорбції визначають як **абсорбцію**?

- а) поглинання поверхнею твердого тіла або поглинання на межі розподілу фаз рідина – рідина, рідина – газ (пара);
- б) об'ємне поглинання рідиною чи твердим тілом;
- в) поглинання з утворенням хімічних сполук;
- г) утворення рідкої фази в порах чи капілярах поглиначи.

20. До якого полюсу – анода (А+) чи катода (К-) буде рухатись **позитивно заряджена гранула** міцели?

- а) А+;
- б) К-;
- в) електричне поле на гранулу не впливає.

ЗМ-Ш

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

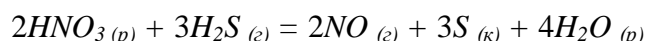
1 А) Визначити склад вуглеводню, якщо відносна густина його за воднем (н.у.) дорівнює 13, масова частка вуглецю – 92,3%. (Відповідь: C_2H_2).

Б) Визначити відносну молекулярну масу парів йоду, якщо їх відносна густина за воднем 127? Яка молекулярна формула цієї речовини, що знаходиться у вигляді парів? (Відповідь: I_2 ; $M_r(I_2) = 254$).

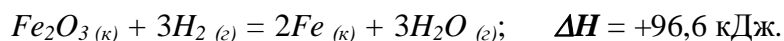
2 А) За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер): $\dots 2p^6 3s^2 3p^4$

Б) Визначити характер зв'язку в молекулі за допомогою електронегативностей атомів $MgCl_2$.

3 А) Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції.



Б) Відновлення Fe_2O_3 воднем протікає за рівнянням:

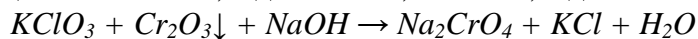


Чи можлива ця реакція за стандартними умовами, якщо зміна ентропії $\Delta S = 0,1387 \text{ кДж/моль}\cdot\text{К}$? При якій температурі почнеться відновлення Fe_2O_3 ?

4 А) Обчислити C_M , C_N , C_m , T : 20% розчину $CaCl_2$, густина якого $1,178 \text{ г/см}^3$.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: $ZnCl_2$, K_2S .

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Для запобігання корозії Zn його поверхня вкрита Cd . Визначити тип захисту від корозії. Записати рівняння корозії в кислому та нейтральному середовищі.

Б) При електролізі водного розчину електроліту при проходженні струму силою $I = 2 \text{ А}$ виділилась за час $t = 2 \text{ год}$, маса $m = 8,43 \text{ г}$ металу. Визначити молярну масу еквівалента металу.

В) До водного розчину речовини $CoBr_2$ (**А**) повільно додають водний розчин речовини Na_2CO_3 (**Б**). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **А**, в іншому – надлишок речовини **Б**. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №8

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$) – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для солей визначається, як одиниця поділена на:

- а) добуток числа атомів кисню на його валентність;
- б) добуток числа атомів водню на його валентність;
- в) добуток числа атомів металу на його валентність;
- г) валентність елемента.

2. Виберіть вірне формулювання закону Авогадро:

- а) у рівних об'ємах різних газів за однакових умов не може бути однакового числа молекул;
- б) у рівних об'ємах різних газів за будь-яких умов міститься однакове число молекул;
- в) об'єм різних газів займає 22,4 л;
- г) у рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

3. Виберіть вірне формулювання, що відображає поняття «ізотоп»:

- а) атоми, які мають однакову масу, але різний заряд ядра;
- б) атоми, які мають різну масу, але один і той самий заряд ядра;
- в) атоми, які мають різну масу і різний заряд ядра;
- г) атоми, які мають однакову кількість нейтронів в ядрі.

4. Який заряд має атом?

- а) позитивний;
- б) нейтральний;
- в) негативний;
- г) немає заряду.

5. Вкажіть електронну структуру йона, який має 10 електронів і 11 протонів.

- а) $1s^2 2s^2 2p^8$;
- б) $1s^2 2s^1 2p^7$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^4$.

6. Вказати найсильніший окисник в періодичній системі:

- а) Fr;
- б) F;
- в) At;
- г) H.

7. Хімічний зв'язок є ковалентним слабко-полярним, коли:

- а) різниця електронегативності (ΔEN) більше нуля – $\Delta EN = 0 - 0,5$;
- б) різниця електронегативності (ΔEN) дорівнює нулю – $\Delta EN = 0$;
- в) різниця електронегативності (ΔEN) більше 1,7 – $\Delta EN > 1,7$;
- г) різниця електронегативності (ΔEN) становить $0 < \Delta EN < 1,7$.

8. Гібридизації орбіталей – sp – відповідає просторова конфігурація молекул:

- а) рівносторонній трикутник з кутом зв'язку 120° ;
- б) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° ;
- в) тетраedr з кутом зв'язку 109° ;
- г) кутова з кутом зв'язку $104^\circ 30'$.

10. Електроліз розрізняють з нерозчинними та розчинними анодами. До розчинних анодів відносяться аноди з:

- а) *Au, Ir;* б) *Pt, Ta;* в) *Fe, Zn;* г) *C, Pt.*

11. Який математичний вираз відповідає першому закону Фарадея «Маса речовин, що виділиться при електролізі, прямопропорційна кількості електрики, що пройшла крізь електроліт»:

- а) $m = k \cdot I \cdot t;$ б) $m = \rho \cdot V;$ в) $m = \omega \cdot m_{p-ny};$ г) $m = \omega \cdot \rho \cdot V.$

12. Який процес відбувається при електролізі водного розчину сульфату заліза (II) FeSO₄ на залізному аноді:

- а) $2H_2O - 4e \rightarrow 4H^+ + O_2;$ $\varphi^0 = +1,23 \text{ B};$ б) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-;$ $\varphi^0 = -0,41 \text{ B};$
в) $2SO_4^{2-} - 2e \rightarrow S_2O_8^{2-};$ $\varphi^0 = +2,01 \text{ B};$ г) $Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+};$ $\varphi^0 = -0,44 \text{ B}.$

13. Використовуючи ряд напруг металів, визначте який з металів в гальванічній парі Fe-Cu буде руйнуватися:

- а) залізо $\varphi^0_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 \text{ B};$ б) мідь $\varphi^0_{Cu/Cu^{2+}} = +0,34 \text{ B};$
в) обидва метали; г) не буде руйнуватися жоден.

14. Різновидом електрохімічної корозії *не* буде:

- а) контактна корозія; б) газова корозія;
в) атмосферна корозія; г) ґрунтова корозія.

15. Використовуючи значення стандартних потенціалів укажіть протектор для алюмінію:

- а) $\varphi^0_{Al/Al^{3+}} = -1,66 \text{ B};$ б) $\varphi^0_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 \text{ B};$
в) $\varphi^0_{Mg/Mg^{2+}} = -2,4 \text{ B};$ г) $\varphi^0_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44 \text{ B}.$

16. Вказати, який процес захисту від корозії зветься азотуванням?

- а) утворення оксидної плівки в присутності кисню при високій температурі;
б) утворення оксидної плівки під впливом сильних окисників;
в) утворення нітридної плівки при високій температурі;
г) утворення фосфідної плівки при високій температурі.

17. Ліофільні системи – це системи:

- а) зі слабкою взаємодією на межі розподілу фаз;
б) з сильною взаємодією на межі розподілу фаз;
в) просторові структурні сітки, високопористі тіла дисперсної фази в дисперсному середовищі;
г) звичайні золі.

18. Розподіл часток дисперсної фази за висотою описується:

- а) рівнянням Релея;
б) законом Ламберта-Бугера-Бера;
в) рівнянням Ейнштейна-Смолуховського;
г) рівнянням гіпсометричного закона Лапласа.

19. Сорбцією зветься поглинання газів, пари, розчинених речовин твердими тілами та рідиною. Який вид сорбції визначають як капілярна конденсація?

- а) поглинання поверхнею твердого тіла або поглинання на межі розподілу фаз рідина – рідина, рідина – газ (пара);
б) об'ємне поглинання рідиною чи твердим тілом;
в) поглинання з утворенням хімічних сполук;
г) утворення рідкої фази в порах чи капілярах поглинача.

20. Електроосмос – це явище:

- а) руху рідкого дисперсного середовища в електричному полі;
- б) перенос часток дисперсної фази в електричному полі;
- в) що відбувається на електродах в електричному полі;
- г) рух електронів в гальванічних та паливних елементах.

ЗМ-ПІ

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

1 А) При горінні металу масою 3 г утворюється його оксид масою 5,67 г. Ступінь окиснення металу в оксиді - +3. Визначити молярну масу еквівалента металу, молярну масу його, назвати цей метал. (Відповідь: Al).

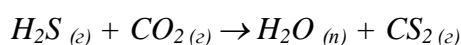
Б) Який об'єм за н.у. займає $0,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу, який знаходиться при $50 \text{ }^\circ\text{C}$ та тиску $0,954 \cdot 10^5 \text{ Па}$? (Відповідь: $0,32 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$).

2 А) За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер): $\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$.

Б) Визначити характер зв'язку в молекулі за допомогою електронегативностей атомів: $AlBr_3$.

3 А) Обчислити як зміниться швидкість реакції при зміні температури з $T_1 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$ до $T_2 = 60 \text{ }^\circ\text{C}$, якщо температурний коефіцієнт дорівнює, $\gamma = 2$.

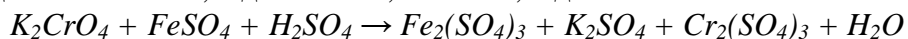
Б) Обчислити ΔH хімічної реакції за стандартними умовами і зробити висновок про тепловий ефект реакції:



4 А) Обчислити C_M , C_N , C_m , T : 49,4% розчину KOH , густина якого $1,530 \text{ г/см}^3$.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гидр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: $Sn(NO_3)_2$, NH_4NO_2 .

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Визначити які речовини та в якій кількості виділились при електролізі водного розчину електроліту $NaNO_3$ на вугільних електродах протягом 2 год при силі струму 4 А.

Б) При контактi основного Me - Ti з Zn , Co , Cu визначити, в якому випадку швидкість корозії більш інтенсивна та пояснити чому.

В) До водного розчину речовини $CuCl_2$ (А) повільно додають водний розчин речовини H_2S (Б). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини А, в іншому – надлишок речовини Б. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

8. Вказати тип хімічного зв'язку при утворенні йонів $[NH_4]^+$, $[BF_4]^-$.

- а) ковалентний неполярний; в) донорно-акцепторний;
б) ковалентний полярний; г) йонний.

9. Гібридизації орбіталей – sp^3 – для сполук азоту відповідає просторова конфігурація молекул:

- а) тетраedr з кутом зв'язку 109° ; 28 в) піраміда з кутом зв'язку 107° ; 18
б) кутова форма з кутом зв'язку 104° ; 30 г) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° .

10. Яка термодинамічна величина вказує на хімічну стійкість речовини?

- а) ΔH – ентальпія; в) ΔG – енергія Гіббса;
б) ΔS – ентропія; г) T – температура.

11. Вказати які умови відповідають ендотермічному процесу:

- а) $\Delta S < 0$; в) $\Delta S > 0$;
б) $\Delta H < 0$; г) $\Delta H > 0$.

12. Який фізичний зміст ентропії?

- а) тепловміст системи; в) максимальна робота системи з від'ємним знаком;
б) міра неупорядкованості г) сума кінетичної та потенціальної енергій всіх
системи; складових системи.

13. Застосування яких речовин підвищить швидкість реакції?

- а) каталізаторів; в) інертних газів;
б) інгібіторів; г) кисню.

14. Коли настає стан рівноваги хімічної реакції?

- а) при однакових концентраціях вхідних та кінцевих речовин;
б) при охолодженні;
в) при однакових швидкостях прямої і зворотної реакцій;
г) при сталому тиску.

15. Як зсунеться стан рівноваги хімічної системи при зменшенні тиску в системі?

- а) в напрямку меншої кількості газоподібних речовин;
б) в напрямку більшої кількості газоподібних речовин;
в) не зміниться;
г) в напрямку екзотермічної реакції.

16. Виберіть вірну відповідь до поняття «титр розчину»:

- а) маса розчиненої речовини в грамах в 100 г розчину;
б) маса розчиненої речовини в грамах в 1 см³ (1мл) розчину;
в) маса розчиненої речовини в грамах в 1 дм³ (1л) розчину;
г) кількість моль розчинної речовини в одиниці об'єма розчинника.

17. До сильних кислот належать:

- а) сірководнева кислота (H_2S); в) нітратна кислота (HNO_3);
б) сірчиста кислота (H_2SO_3); г) нітритна кислота (HNO_2).

$$в) V = \frac{V_{\text{екв}} \cdot It}{F};$$

$$г) \varphi_{\text{H}^+/\text{H}} = \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{\text{H}^+}}{P_{\text{H}_2}}.$$

7. Більші окисні властивості мають йони металів, якщо їх стандартні електродні потенціали:

- а) більш негативні; б) близькі до нуля; в) позитивні, г) найбільш позитивні.

8. Укажіть, який з перерахованих металів можна використати як катод гальванічного елемента, якщо анодом є мідь $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = + 0,34 \text{ В}$:

- а) золото $\varphi^{\circ}_{\text{Au}/\text{Au}^{+2}} = + 1,498 \text{ В}$; б) свинець $\varphi^{\circ}_{\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}} = - 0,126 \text{ В}$;
в) алюміній $\varphi^{\circ}_{\text{Al}/\text{Al}^{3+}} = - 1,66 \text{ В}$; г) цинк $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = - 0,76 \text{ В}$.

9. На аноді в другу чергу окиснюються аніони та молекули:

- а) безкисневих кислот – Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} ;
б) аніони оксигенвмісних кислот – SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} ;
в) молекули H_2O ;
г) молекули газів.

10. Яке середовище спостерігається при окисненні води на аноді під час електролізу?

- а) $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ – лужне;
б) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$ – кисле;
в) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ – нейтральне;
г) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ – лужне та кисле.

11. Розчин містить йони Cl^- , Br^- , I^- однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали, визначте, який з зазначених йонів буде окиснюватися в останню чергу?

- а) $2\text{I}^- - 2e \rightarrow \text{I}_2$; $\varphi^{\circ} = + 0,53 \text{ В}$;
б) $2\text{Br}^- - 2e \rightarrow \text{Br}_2$; $\varphi^{\circ} = + 1,06 \text{ В}$;
в) $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$; $\varphi^{\circ} = + 1,36 \text{ В}$;
г) $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; $\varphi^{\circ} = + 1,23 \text{ В} + \eta = 1,73 \text{ В}$.

12. Розчин містить йони Cd^{2+} , K^+ , Cu^{2+} , Ag^+ однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали визначте, який з зазначених йонів металів буде відновлюватися на катоді в першу чергу?

- а) $\text{Cd}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cd}^0$; $\varphi^{\circ} = - 0,40 \text{ В}$;
б) $\text{K}^+ + e \rightarrow \text{K}^0$; $\varphi^{\circ} = - 2,93 \text{ В}$;
в) $\text{Ag}^+ + e \rightarrow \text{Ag}^0$; $\varphi^{\circ} = + 0,80 \text{ В}$;
г) $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$; $\varphi^{\circ} = + 0,34 \text{ В}$.

13. Для захисту заліза від корозії його поверхню вкрили цинком ($\varphi^{\circ}_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = - 0,44 \text{ В}$; $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = - 0,76 \text{ В}$). Визначте тип захисту від корозії:

- а) анодний; б) катодний; в) електрозахист; г) пасивування.

14. Швидкість хімічної корозії залежить від розчинності продуктів корозії. Як зміниться швидкість корозії для Zn , Al , Cr , якщо їхні оксидні плівки дуже щільні та стійкі?

- а) не змінюється у часі; б) рівномірно зростає у часі;
в) уповільнюється у часі; г) бурхливо зростає у часі.

15. Який спосіб захисту від корозії відповідає азотуванню заліза?:

- а) $2Fe + 6HNO_3 = Fe_2O_3 + 6NO_2 + 3H_2O$; б) $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$;
в) $2Fe + N_2 = FeN$; г) $2Fe + 3H_2SO_4 = Fe_2O_3 + 3SO_2 + 3H_2O$.

16. При взаємодії металів з киснем утворюються оксидні плівки. Якщо плівка компактна і міцна, то вона здатна захищати метал від подальшого окиснення. На поверхні якого з зазначених металів утвориться така плівка?

- а) *Na*; б) *Fe*; в) *Cu*; г) *Zn*.

17. До колоїдно-дисперсних систем відносять системи з показником дисперсності:

- а) $pd = 9, 10$; б) $pd = 5, 6$; в) $pd = 3, 4$; г) $pd = 7, 8, 9$.

18. Агрегативно стійкими дисперсними системами є системи:

- а) що прагнуть збільшити розмір часток;
б) в яких збільшується подрібненість часток;
в) що мають сталий розмір часток;
г) що мають показник дисперсності $pd = 3, 4$.

19. Сорбцією зветься поглинання газів, пари, розчинених речовин твердими тілами та рідиною. Який вид сорбції визначають як адсорбцію?

- а) поглинання поверхнею твердого тіла або поглинання на межі розподілу фаз рідина – рідина, рідина – газ (пара);
б) об'ємне поглинання рідиною чи твердим тілом;
в) поглинання з утворенням хімічних сполук;
г) утворення рідкої фази в порах чи капілярах поглиначи.

20. Дія коагулюючого йона сильніше (правило Шульце-Гарді) у йона:

- а) з меншим радіусом; б) з більшою валентністю;
в) у органічного йона; г) з меншою валентністю.

ЗМ-П1

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

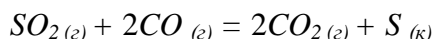
1 А) Визначити тиск кисню, якщо 100 г його знаходиться в посуді об'ємом 20 л при 20 °С.

Б) Визначити густину етану C_2H_6 за воднем і за повітрям.

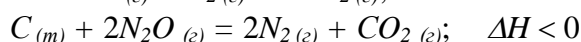
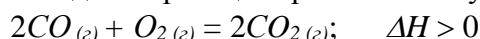
2 А) Записати електронні формули атомів. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів: *As* та *Cd*.

Б) Визначити тип гібридизації атомних орбіталей у сполуці, її геометричну форму та кут зв'язку між атомами: P_2O_5 .

3 А) Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції.



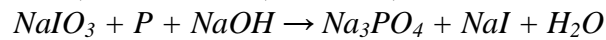
Б) Вказати як зміниться швидкість реакцій при зміні тиску $P \downarrow 3$.



4 А) Знайти молярність 36,2%-го (по масі) розчину *HCl*, густина якого 1,18 г/мл.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{\text{гдр}}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: Na_3PO_4 , CrCl_2 .

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Визначити, який метал в парі $\text{Cr} - \text{Co}$ буде руйнуватися при контактній корозії (використати ряд напруги металів) в нейтральному середовищі.

Б) В якому напрямку будуть переміщатися електрони по зовнішньому колу в гальванічному елементі $\text{Pb} | \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 || \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 | \text{Ni}$, якщо розчини електrolітів одномолярні. Записати рівняння процесів на аноді та катоді та молекулярне рівняння роботи елемента.

В) До водного розчину речовини H_2SO_4 (**А**) повільно додають водний розчин речовини $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (**Б**). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **А**, в іншому – надлишок речовини **Б**. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ВАРІАНТ №10

ЗМ-Л1

Виберіть правильну відповідь

1. Фактор еквівалентності речовини ($f_{екв}$) – число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом. Для простої речовини визначається, як одиниця поділена на:

- а) валентність елементу;
- б) добуток числа атомів елемента на його валентність;
- в) молярну масу еквівалента елемента;
- г) добуток числа атомів кисню на його валентність.

2. Визначити фактор еквівалентності елемента С та молярну масу еквівалента елемента (г/моль) у сполуці H_2CO_3 ? $M_r(C) = 12$; $M_r(H_2CO_3) = 62$.

- а) 1/4, 3;
- б) 1/2, 6;
- в) 1, 12;
- г) 1/6, 2.

3. Ядро атома складається:

- а) з протонів (p^+) та електронів (e^-);
- б) з протонів (p^+) та нейтронів (n^0);
- в) з електронів (e^-) та нейтронів (n^0);
- г) з протонів (p^+), нейтронів (n^0), електронів (e^-).

4. Як змінюються властивості елементів в періоді?

- а) зверху вниз зі збільшенням радіусу зростають металічні (відновні) властивості, а неметалеві зменшуються;
- б) властивості не залежать від кількості електронів на зовнішньому рівні а радіусу атомів;
- в) зліва направо зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому рівні зростають окисні (неметалеві) властивості;
- г) знизу вверх зі зменшенням радіусу атомів зростають окисні (неметалеві) властивості.

5. Вказати тип хімічного зв'язку в молекулах CaS , KCl , Na_2O :

- а) ковалентний полярний;
- б) ковалентний неполярний;
- в) донорно-акцепторний;
- г) йонний.

6. Гібридизації орбіталей – sp^2 – відповідає просторова конфігурація молекул:

- а) рівносторонній трикутник з кутом зв'язку 120° ;
- б) лінійна будова молекул з кутом зв'язку 180° ;
- в) тетраedr з кутом зв'язку $109^\circ 28'$;
- г) кутова з кутом зв'язку $104^\circ 30'$.

7. Ентальпія утворення яких речовин дорівнює нулю?

- а) складних речовин;
- б) простих речовин;
- в) йонів;
- г) молекул.

8. Вказати математичний вираз поняття «ентальпія»:

- а) $Q = H_2 - H_1$;
- б) $H = U + pV$;
- в) $S = K \ln W$;
- г) $G = H - TS$.

19. Сіль утворена слабкою кислотою та слабкою основою. Вказати за яким йоном підє її гідроліз в водному розчині та яке середовище при цьому буде спостерігатися:

- а) гідроліз за катіоном, рН менше 7; в) гідроліз за аніоном та катіоном, рН приблизно дорівнює 7;
б) гідроліз за аніоном, рН більше 7; г) гідролізу немає, рН = 7.

20. Сильні основи (луги) утворюють:

- а) *d*-метали; в) *p*-метали;
б) *s*-метали; г) *f*-метали.

ЗМ-Л2

Виберіть правильну відповідь

1. Відновлення – це процес:

- а) втрати електронів; б) приєднання електронів;
в) збереження рівноваги в системі; г) збереження стану йонів.

2. Відновник – це атом, йон, молекула, в якій елемент має:

- а) нижчий ступінь окиснення; б) вищий ступінь окиснення;
в) незмінний ступінь окиснення; г) прості речовини – неметали VI та VII груп.

3. Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення такі, в яких:

- а) окисник та відновник входять до складу однієї сполуки;
б) окисник та відновник входять до складу різних сполуки;
в) окисник та відновник є атомами одного елемента в проміжному ступені окиснення;
г) окисник та відновник є атомами одного елемента в однаковому ступені окиснення.

4. Коагулююча дія йонів з однаковою валентністю зростає, якщо радіус їх:

- а) зростає; б) зменшується; в) не змінюється, але концентрація їх зменшується.

5. За стандартний електродний потенціал приймається:

- а) потенціал залізного електрода; б) потенціал платинового електрода;
в) потенціал водневого електрода; г) потенціал калієвого електрода.

6. Більш відновні властивості мають метали, якщо їх стандартні електродні потенціали:

- а) позитивні, б) близькі до нуля; в) більш негативні; г) найбільш позитивні.

7. Самовільний перебіг процесів в гальванічному елементі можливий, якщо:

- а) потенціал відновника більше потенціалу окисника;
б) потенціал окисника більше потенціалу відновника;
в) потенціал окисника дорівнює потенціалу відновника;
г) різниця потенціалів не впливає.

8. У якому напрямку будуть переміщатися електрони в зовнішньому ланцюзі в гальванічному елементі $\text{Fe}|\text{FeSO}_4||\text{MgSO}_4|\text{Mg}$, якщо розчини електролітів одномолярні $\varphi^0_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} = -0,44 \text{ В}$ $\varphi^0_{\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}} = -2,4 \text{ В}$. Запишіть рівняння реакцій у катода й в анода.

- а) від магнію до заліза; б) від заліза до магнію;
в) електрони не перебігають; г) від заліза й від магнію.

9. На аноді при електролізі відбуваються в другу чергу процеси:

- а)** окиснення молекул H_2O ; **б)** відновлення аніонів;
в) окиснення аніонів; **г)** відновлення катіонів.

10. Металевий анод може окиснюватися (розчинятися), якщо його потенціал:

- а)** дорівнює потенціалу аніонів; **б)** менше потенціалу аніонів;
в) дорівнює окисному потенціалу води (1,23); **г)** більше потенціалу окисеновмісних аніонів.

11. Яке середовище спостерігається при відновленні води на катоді під час електролізу?

- а)** $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$ – лужне;
б) $2H_2O - 4e \rightarrow 4H^+ + O_2$ – кисле;
в) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ – нейтральне;
г) $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ – лужне та кисле.

12. Розчин містить йони Fe^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} , Au^{3+} однакової концентрації. Порівнюючи їх стандартні електродні потенціали визначте, який з зазначених йонів металів буде відновлюватися на катоді в першу чергу?

- а)** $Fe^{2+} + 2e \rightarrow Fe^0$; $\varphi^0 = -0,44$ В;
б) $Pb^{2+} + 2e \rightarrow Pb^0$; $\varphi^0 = -0,13$ В;
в) $Bi^{3+} + 3e \rightarrow Bi^0$; $\varphi^0 = +0,21$ В;
г) $Au^{3+} + 3e \rightarrow Au^0$; $\varphi^0 = +1,5$ В.

13. Для захисту заліза від корозії його поверхню вкрили цинком ($\varphi_{Fe/Fe^{2+}}^0 = -0,44$ В; $\varphi_{Zn/Zn^{2+}}^0 = -0,76$ В). Визначте тип захисту від корозії:

- а)** анодний; **б)** катодний; **в)** електрозахист; **г)** пасивування.

14. Швидкість хімічної корозії залежить від розчинності продуктів корозії. Як зміниться швидкість корозії для лужних та лужноземельних металів, якщо плівка їхньої корозії розчинна у воді?

- а)** не змінюється у часі; **б)** рівномірно зростає у часі;
в) уповільнюється у часі; **г)** бурхливо зростає у часі.

15. Який процес протікає на аноді при електрокорозії - корозії під дією блукаючих струмів?

- а)** $Fe^0 - 2e \rightarrow Fe^{2+}$; **б)** $2H_2O + O_2 + 4e \rightarrow 4OH^-$;
в) $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$; **г)** $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$.

16. Використовуючи значення стандартних потенціалів укажіть протектор для алюмінію:

- а)** $\varphi_{Al/Al^{3+}}^0 = -1,66$ В; **б)** $\varphi_{Zn/Zn^{2+}}^0 = -0,76$ В;
в) $\varphi_{Mg/Mg^{2+}}^0 = -2,4$ В; **г)** $\varphi_{Fe/Fe^{2+}}^0 = -0,44$ В.

17. Вільнодисперсні системи – це системи:

- а)** зі слабкою взаємодією на межі розподілу фаз;
б) з сильною взаємодією на межі розподілу фаз;
в) просторові структурні сітки, високопористі тіла дисперсної фази в дисперсному середовищі;
г) звичайні золі.

18. Для світломаскування застосовують лампи з меншою довжиною хвилі світла:
а) червоного; б) зеленого; в) синього; г) жовтого.

19. Крайовий кут чи кут змочування – це кут, що утворює крапля з поверхнею. Для гідрофільної поверхні він становить:
а) $> 90^\circ$; б) 90° ; в) $< 90^\circ$; г) 150° .

20. Електрофорез – це явище:

- а) руху рідкого дисперсного середовища в електричному полі;
- б) перенос часток дисперсної фази в електричному полі;
- в) що відбувається на електродах в електричному полі;
- г) рух електронів в гальванічних та паливних елементах.

ЗМ-П1

Розв'язати розрахункові завдання, обґрунтувати відповіді.

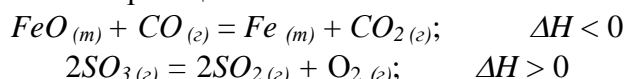
1 А) Знайти молекулярні формули двох вуглеводнів, які мають однакову масову частку: 92,3% С та 7,7% Н, але різні молекулярні маси: $M_1=26, M_2=78$.

Б) При взаємодії 1,525 г металу з кислотою виділилося 1,4 г водню за стандартними умовами. Визначте молярну масу еквівалента металу.

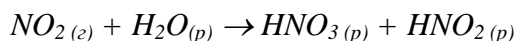
2 А) З наведених електронних формул визначити валентні електрони. Охарактеризувати валентні електрони за допомогою 4 квантових чисел: ... $3p^6 3d^1 4s^2$.

Б) За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер): ... $4p^6 5s^2 4d^2$.

3 А) Для наведених реакцій визначити швидкість прямої та зворотної реакцій та записати константу рівноваги реакцій.



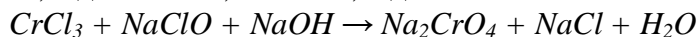
Б) Обчислити ΔH хімічної реакції при стандартних умовах і зробити висновок про тепловий ефект реакції:



4 А) Визначте масову частку хлориду кальцію в 1,4М розчині $CaCl_2$ густина якого дорівнює 1,12 г/мл.

Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{гдр}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір: $AlCl_3, CH_3COOK$.

В) Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.



5 А) Визначити, який із металів можна використовувати як анод, якщо катодом є Ni.

Б) При контакті основного Me-Fe з Mg, Ni, Ag визначити, в якому випадку швидкість корозії більш інтенсивна, відповідь обґрунтувати.

В) До водного розчину речовини $BaCl_2$ (А) повільно додають водний розчин речовини Na_2SO_4 (Б). Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини А, в іншому – надлишок речовини Б. Визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золей.

ДОДАТКИ

Додаток 1 - 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 2 – 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 3 – 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)	$\begin{array}{c} H - O \\ \\ H - O \end{array} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array} S = O$	2	HSO_3^- SO_3^{2-}	Гідросульфит-йон, гідросульфат (IV)-йон сульфит-йон, сульфат (IV)-йон
H_2SO_4	Сірчана, сульфатна	$\begin{array}{c} H - O \\ \\ H - O \end{array} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array} \begin{array}{c} \diagdown O \\ \diagup O \end{array} = O$	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	$\begin{array}{c} H-O-Cr-O-Cr-O-H \\ \quad \\ O=O \quad O=O \end{array}$	2	$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат-йон

Додаток 4 – 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 5 – Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та йонів 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 ₃ (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, п.)	-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 6 – Кисотно-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 7 – 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 8 –Константи дисоціації (іонізації) деяких слабких кислот та основ (значення K_d наведені для $T = 298\text{ K}$).

Назва		Формула	K_d	$pK = -\lg K_d$
1		2	3	4
Арсенітна кислота		H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Борна кислота		H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	K_1 K_2	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-13}$	9,10 12,7
Етанова кислота		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Йоднувата кислота		HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Йоднуватиста кислота		HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Карбонатна кислота	K_1 K_2	$CO_2(p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,32
Кремнієва кислота	K_1 K_2 K_3	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$ $2,0 \cdot 10^{-14}$	9,9 11,8 13,7
Метанова кислота		$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Миш'якова кислота	K_1 K_2 K_3	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$ $1,7 \cdot 10^{-7}$ $2,95 \cdot 10^{-12}$	2,25 6,77 11,53
Нітритна кислота		HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Роданистоводнева кислота		$HCNS$	10	-1
Селеноводнева кислота	K_1 K_2	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$	3,89 11,0
Сірководнева кислота	K_1 K_2	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$ $2,5 \cdot 10^{-13}$	6,99 12,60
Сульфітна кислота	K_1 K_2	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$	1,85 7,20
Телуроводнева кислота	K_1 K_2	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$ $6,9 \cdot 10^{-13}$	2,64 12,16
Тіосульфатна кислота	K_1 K_2	$H_2S_2O_3$	$2,2 \cdot 10^{-1}$ $2,8 \cdot 10^{-2}$	0,66 1,56
Фосфориста кислота	K_1 K_2	H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-7}$	1,80 6,2
Хлоридна кислота		HCl	$1,0 \cdot 10^7$	-7
Хлориста кислота		$HClO_2$	$5 \cdot 10^{-3}$	2,3
Хлорнуватиста кислота		$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціановоднева кислота		HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Алюмінію гідроксид	K_3	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86

Продовження додатку 8

Амоніаку розчин		$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Галія гідроксид	K ₂	$Ga(OH)_3$	$1,6 \cdot 10^{-11}$	10,8
	K ₃		$4 \cdot 10^{-12}$	11,4
Заліза (II) гідроксид	K ₂	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Заліза (III) гідроксид	K ₂	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
	K ₃		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кадмію гідроксид	K ₂	$Cd(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Кобальту гідроксид	K ₂	$Co(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4
Лантану гідроксид	K ₃	$La(OH)_3$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Магнію гідроксид	K ₂	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Марганцю (II) гідроксид	K ₂	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Міді (II) гідроксид	K ₂	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Нікелю гідроксид	K ₂	$Ni(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,60
Плутонію гідроксид	K ₄	$Pu(OH)_4$	$3,2 \cdot 10^{-13}$	12,49
Свинцю (II) гідроксид	K ₁	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
	K ₂		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Скандію гідроксид	K ₃	$Sc(OH)_3$	$7,6 \cdot 10^{-10}$	9,12
Срібла гідроксид		$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Талію гідроксид		$TlOH$	$> 10^{-1}$	< 1
Торію гідроксид	K ₄	$Th(OH)_4$	$2,0 \cdot 10^{-10}$	9,70
Хром (III) гідроксид	K ₃	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинку гідроксид	K ₂	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

Додаток 9 – Стандартні електродні потенціали 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	$H^+ + \bar{e} = 1/2H_2$	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^-	$1/2O_2 + H_2O + 2\bar{e} = 2OH^-$	+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^-	$1/2I_2 + \bar{e} = I^-$	+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^-	$1/2Br_2 + \bar{e} = Br^-$	+1,065
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,440	Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	+1,2
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,403	Cl_2/Cl^-	$1/2Cl_2 + \bar{e} = Cl^-$	+1,359
Tl^+/Tl	$Tl^+ + \bar{e} = Tl$	-0,336	Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	+1,498
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,277	Ir^{3+}/Ir	$Ir^{3+} + 3\bar{e} = Ir$	+1,15
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^-	$1/2H_2 + \bar{e} = H^-$	+2,2
Mo^{3+}/Mo	$Mo^{3+} + 3\bar{e} = Mo$	-0,20	F_2/F^-	$1/2F_2 + \bar{e} = F^-$	+2,87

Додаток 10 – 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
$I_{2(TB)} / 2I^-$	$I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$	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
$MnO_{2(TB)} / Mn^{2+}$	$MnO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
$MnO_4^- / MnO_{2(TB)}$	$MnO_4^- + 3\bar{e} + 4H^+ = MnO_2 + 2H_2O$	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
$MnO_4^- / MnO_{2(TB)}$	$MnO_4^- + 3\bar{e} + 2H_2O = MnO_2 + 4OH^-$	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
$2NO_3^- / N_{2(r)}$	$2NO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = N_2 + 6H_2O$	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

PERIODICNA SYSTEMA ELEMENTIV D.I. MENDELEEVA

PERIOD	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	H 1,0079 Гідроген Водень						He 4,0026 Гелій					
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				
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	Cu 63,546 Купрум Мідь	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,723 Галій	Ge 72,59 Германій	As 74,922 Арсен	Se 78,904 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криптон		Ru 101,07 Рутеній	Rh 106,42 Родій	Pd 106,42 Паладій
6	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	Xe 126,90 Ксенон		Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,08 Платина
7	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	Hg 200,59 Меркурій Ртуть	Pb 207,2 Свинець, оливо	Rn [222] Радон	Mt [268] Майтнерій	Uu [268] Унунвілій
8	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	**Ac [227] Актиній	Po [209] Полоній	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Hn [265] Ганій	Hn [265] Ганій	Hn [265] Ганій	Hn [265] Ганій	Hn [265] Ганій
* Лантаноїди												
58	Ce 140,12 Церій	Nd 144,24 Неодим	Pm [147] Прометій	Sm 151,96 Самарій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Іттербій	Lu 174,97 Лютецій
** Актиноїди												
90	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	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій

Додаток 12

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	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	-	ВР	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	Н	Н	-	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	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	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

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

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н..

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір _____
Умовн. друк. арк. _____ Тираж _____ Зам. № _____

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15