

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №2
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ІІ КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього
середовища та збалансоване природокористування»

Одеса 2012

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №2
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ІІ КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього
середовища та збалансоване природокористування»

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

Одеса 2012

Збірник методичних вказівок до СРС та виконання контрольної роботи №2 з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів II курсу заочного факультету напрямку підготовки 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природо-користування».

Укладачі: Герасименко Г.І, доц., к.х.н., Шепеліна С.І., ас., Одеса, ОДЕКУ, 2012. – 75 с.; укр. мова.

ЗМІСТ

ВСТУП	4
Розділи програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів II курсу заочного факультету (контрольна робота №2, хімія).....	6
Методичні вказівки до самостійної роботи по вивченню теоретичного матеріалу дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» II курсу.....	9
Організація поточного та підсумкового контролю знань	11
Питання та завдання до самоконтролю.....	14
ВАРІАНТИ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ.....	16
ВКАЗІВКИ ДО РОЗВ'ЯЗАННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ.....	18
1 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	18
1.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій.....	18
1.1.1 Ступінь окиснення.....	18
1.1.2 Окиснення та відновлення.....	19
1.1.3 Типові окисники, відновники, окисно-відновна двоїстість, еквіваленти окисників та відновників.....	19
1.2 Складання окисно-відновних реакцій (ОВР).....	20
1.2.1 Метод електронного балансу.....	21
1.2.2 Метод електронно-йонного балансу.....	21
1.2.3 Типи окисно-відновних реакцій.....	22
1.3 Кількісні характеристики ОВР, спрямованість.....	22
1.3.1 Вплив реакції середовища.....	22
1.3.2 Спрямованість ОВР.....	23
1.3.3 Приклади розв'язання завдань.....	24
1.4 Завдання до виконання контрольної роботи.....	34
2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ.....	41
2.1 Електрохімічні процеси, стандартні електродні потенціали металів.....	41
2.2 Корозія металів та захист від неї.....	42
2.3 Приклади розв'язання завдань.....	42
2.4 Завдання до виконання контрольної роботи.....	52
3 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ.....	61
3.1 Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості.....	61
3.2 Приклади розв'язання завдань.....	65
3.3 Завдання до виконання контрольної роботи.....	69
ДОДАТКИ.....	71

ВСТУП

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

«Хімія з основами біогеохімії» є для студентів-екологів 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 протікання хімічних реакцій, закономірностей утворення дисперсних систем та їх фізико-хімічних властивостей, існування та руйнування колоїдів.

Після вивчення дисципліни у студентів повинен сформуватися комплекс хімічних знань з атомно-молекулярного вчення, будови атома, періодичного закону Д.І. Менделєєва, теоретичних основ неорганічних сполук; властивості металів, неметалів, комплексних сполук, молекулярних розчинів електролітів та неелектролітів; особливостями протікання окисно-відновних реакцій, методах перетворення хімічної енергії на електричну в акумуляторах, гальванічних та паливних елементах, адсорбцію та електрохімічні явища. Студенти повинні бути ознайомлені з основами колоїдної хімії: загальною характеристикою колоїдних систем і методами їх отримання, молекулярно-кінетичними властивостями колоїдних розчинів, оптичними, електричними властивостями колоїдних систем, їх коагуляцією.

Дисципліна сприяє створенню в майбутніх спеціалістів широкого природничо-наукового кругозору 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: «Загальна екологія та неоекологія», «Екологія людини», «Моніторинг довкілля», «Техноекологія», «Нормування антропогенного навантаження», «Екологічна хімія».

Студенти вивчають дисципліну протягом перших двох курсів під час установчих лекцій, практичних занять та виконанні лабораторних робіт; у ході самостійної роботи з підручниками, методичними посібниками, при виконанні планових контрольних завдань. Студенти можуть отримати індивідуальні консультації (очні та письмові) та повинні скласти залік на I курсі та іспит на II курсі.

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, необхідно в період сесії виконати лабораторні роботи.

При вивченні окремої теми засвоюються всі теоретичні положення, математичні залежності і їх висновки, принципи складання рівнянь хімічних реакцій. Вивчення матеріалу курсу супроводжується виконанням вправ та розв'язанням задач. Розв'язання задач є одним з методів засвоєння, перевірки і закріплення теоретичного матеріалу.

Іспит. До іспиту на II курсі допущені студенти, які виконали дві контрольні роботи другу та третю (зараховані), виконали всі лабораторні роботи, передбачені навчальним планом. Екзаменатору студенти пред'являють залікову книжку (або направлення на іспит) і зараховані контрольні роботи, протоколи лабораторних робіт з поміткою викладача про їх виконання.

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 на II курсі студент повинен виконати контрольні роботи №2 та №3. До виконання контрольної роботи слід приступати тільки тоді, коли вже самостійно вивчена певна частина курсу і розглянуті приклади розв'язання задач, які наведено у підручниках та даних МВ поперед завдань до відповідних тем контрольних завдань.

Розв'язання 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.

Контрольна робота повинна бути акуратно оформлена; для зауважень рецензента треба залишати широкі поля; писати чітко і ясно; номери і умови завдань переписувати в тому порядку, в якому вони вказані в завданні. Роботи повинні бути датовані, підписані студентом і представлені в університет на рецензування у відповідні до плану строки.

Якщо контрольна робота не зарахована, її треба виконати вдруге або інший варіант, 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 контрольна робота виконана не за своїм варіантом, вона не рецензується.

Розділи програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів II курсу заочного факультету (контрольна робота №2, хімія)

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

1 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

- 1.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій та їх значення*
- 1.2 Складання рівнянь окисно-відновних реакцій (ОВР), типи ОВР*
- 1.3 Кількісні характеристики і спрямованість*

2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

- 2.1 Електрохімічні процеси та електродні потенціали металів*
- 2.2 Гальванічні елементи, електрорушійна сила*
- 2.3 Електроліз розчинів та розплавів*
- 2.4 Корозія металів та сплавів, методи захисту від корозії*

3 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

- 3.1 Гетерогенні дисперсні системи, особливості цих систем*
- 3.2 Будова колоїдних частинок та їх стійкість*

За першу частину II курсу студенти виконують такі лабораторні роботи:

1. Окисно-відновні реакції та закономірності їх перебігу та використання.
2. Корозія металів
3. Одержання золю. Визначення порогу коагуляції.
4. Дослідження поверхневих явищ.

Завдання і структура розділу дисципліни

1. Засвоєння методів складання окисно-відновних реакцій.
2. Розуміння про спрямованість окисно-відновних реакцій.
3. Сучасне уявлення про хімічні процеси у гальванічних елементах та корозію металів, методах захисту металів від корозії.
4. Знання основних електродних процесів електролізу та законів Фарадея.
5. Класифікація дисперсних систем, складання умовних формул міцел, передбачення її поведінки в електричному полі та засоби коагуляції.
6. Перетворення хімічних знань у навички під час лабораторних занять.

Читання даної дисципліни ґрунтується на теоретичних знаннях і практичних навичках наступних дисциплін: «Фізика», «Вища математика».

Отримані знання будуть надалі використовуватися при вивченні фахових дисциплін, передбачених напрямком підготовки «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування».

Загальний обсяг навчального часу із врахуванням самостійної роботи студентів: **II курс (перша частина) – 134 годин**, з них: лекції – 6 годин, лабораторні заняття – 4 годин, СРС – 124 годин.

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

Базові знання та вміння

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

В результаті вивчення розділів дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» на II курсі (перша частина «Хімія») студенти повинні оволодіти наступними базовими знаннями:

- класифікація хімічних реакцій;
- теоретичні основи окисно-відновних реакцій;
- ступінь окиснення або оксидаційне число;
- процеси окиснення та відновлення;
- методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій;
- кількісні характеристики і спрямованість окисно-відновних реакцій;
- електродні процеси;
- стандартні електродні потенціали, рівняння Нернста;
- електрохімічні 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;
- вести розрахунки за хімічними формулами та рівняннями;

- 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. Мітрясова О.П. Загальна хімія. Хімія довкілля. – К.: Видавничий дім «Професіонал», 2009. – 336 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.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
7. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. – М.: Химия, 1978. – 482 с.
8. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. – К: Вища школа, 1991. – 284 с.

Додаткова:

9. Курс химии. Под редакцией Дмитриева Г.А., часть I, Общетеоретическая, М., Высшая школа, 1967. – 404 с.
10. Герасименко Г.І. Електрохімія. Колоїдно-дисперсні системи. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2010. – 72 с.
11. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2003. – 81 с.
12. Костік В.В. Збірник методичних вказівок до контрольних робіт з курсу «Хімія» для студентів З/Ф - Одеса, ОДЕКУ, 2002. – 53 с.
13. 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 «Хімія з основами біогеохімії» II курсу

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

1.1 Теоретичні основи окисно-відновних реакцій

Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.271-280; [3] С.178-195; [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.

1.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Студентам бажано використовувати наступну літературу: [2] С.272-276; [3] С.181-185; [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.

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

Необхідно використовувати наступну літературу: [2] С.277-280, 293-298; [3] С.186-195; [5] С.247-249.

Варто розрізняти 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.

2 ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

2.1 Електрохімічні процеси та електродні потенціали металів

Використовуємо наступну літературу: [2] С. 282-301, 293-298; [3] С. 197- 203, [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.

2.2 Гальванічні елементи та електрорушійна сила

Для засвоєння теми використовують наступну літературу: [2] С.280-289, 291-299; [3] С.197-206, [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.

2.3 Електроліз водних розчинів та розплавів

Слід використовувати наступну літературу: [2] С.302-313; [3] С.208- 216; [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 розплаву або розчину електроліту – *електроліз*. Мати уявлення про інертний та активний матеріал для виготовлення аноду, послідовність ОВР процесів, що відбуваються, та законах Фарадея.

2.4 Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії

За темою використовують наступну літературу: [2] С.568-575; [3] С.220- 232; [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.

3 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

3.1 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.

3.2 Будова колоїдних частинок їх стійкість

Цю тему вивчають, використовуючи наступну літературу: [2] С.338-351; [4] С.228-244.

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 заочної форми навчання виконується на базі модульно-накопичувальної системи організації навчання та організується у відповідності з «Положенням про організацію КСРС в ОДЕКУ та проведення підсумкового контролю знань студентів заочної форми навчання ОДЕКУ (від 17.11.2009 р.)». Підсумковим контролем є **іспит**.

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

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

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

Максимальний бал, що може одержати студент за контрольну роботу (КР) № 2 складає **50 балів**. Кожне завдання КР оцінюється в **5 бали**, з них: 3 бали – теоретичне обґрунтування завдання та 2 бали – практичне розв'язання задачі, всього в кожному варіанті КР – 10 завдань.

Зарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку не менше 30 балів, тобто не менше 60% від максимальної суми в 50 балів. Незарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку меншу за 30 бали, в цьому випадку вона повертається

на доробку. Зарахована контрольна робота, яка виконується згідно методичним вказівкам є допуском до здачі іспиту.

2. 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 щодо I частини II курсу становить 50 балів та включає виконання 2 лабораторних робіт з хімії та звіт про них – 20 балів, усне опитування під час виконання 2 робіт – 10 балів, захист двох виконаних лабораторних робіт – 20 балів. Таким чином, за повністю виконану практичну частину може бути отримано 50 балів.

Кількість балів, яку можна отримати за виконання завдань:

<i>II курс (хімія)</i>	
Домашня контрольна робота №2 (ОМ)	50 балів
Усне опитування під час ЛР	10 балів
Виконання та захист ЛР	40 балів
Разом за I частину II курсу	100 балів

3. Кількісну оцінку заходу підсумкового контролю (ОПК) передбачає оцінювання результатів іспиту на другому курсі. 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.

4. Систему накопичувальної підсумкової оцінки засвоєння студентами початкової дисципліни (ПО). Накопичена підсумкова оцінка засвоєння студентами заочної форми навчальної дисципліни розраховується, як:

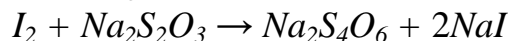
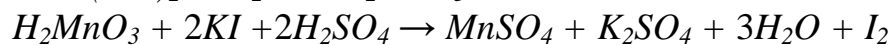
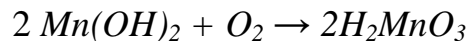
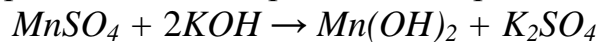
$$ПО = 0,5ОПК + 0,25(ОЗЕ + ОМ)$$

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:

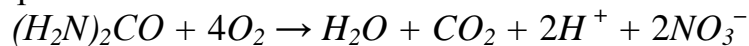
<i>За шкалою ECTS</i>	<i>За національною системою</i>	<i>Визначення</i>	<i>За системою університету (в процентах)</i>
A	5 (відмінно)	Відмінне виконання лише з незначною кількістю помилок	90-100
B	4 (добре)	Вище середнього рівня з кількома помилками	85-89
C	4 (добре)	В цілому правильна робота з певною 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 та завдання до самоконтролю

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Що називають окисником та і відновником?
3. Наведіть приклади типових окисників і відновників.
4. Що означає поняття «ступінь окиснення»?
5. Які з перелічених нижче часток можуть бути відновниками чи окисниками:
 $K, Na^+, Cl_2, Cl^-, SO_2, SO_4^{2-}, O_2, F^-$.
6. Визначить ступені окиснення елементів у речовинах: $H_2SO_4, FeSO_4, NH_4NO_3, N_2, H_2O_2, H_2O, NO, NO_2, N_2O_5, H_2S, SO_2$.
7. У водному розчині можна провести такі реакції, вкажіть які з них ОВР



8. Сечовина $(H_2N)_2CO$ кінцевий продукт метаболізму білків у тварин – може потрапляти як забруднювач у водойми, де розкладається під дією аеробних бактерій:



Визначить ступені окиснення елементів та допишіть рівняння.

9. Яка біологічна роль окисно-відновних реакцій у живому організмі?
10. Опишіть будову елемента Якобі-Даніеля.
11. Що таке стандартний електродний потенціал?
12. Як визначається електрорушійна сила гальванічного елемента?
13. За яким принципом розміщують метали в ряду стандартних електрохімічних потенціалів?
14. Яка будова і хімізм процесів паливних елементів?
15. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких Мідь була б катодом, а в іншому – анодом. Напишіть рівняння реакцій, що перебігають під час роботи цих елементів та визначить значення стандартних ЕРС.
16. Які переваги та недоліки воднево-кисневого паливного елемента?
17. Яка будова свинцевого акумулятора та принцип його дії?
18. Які екологічні проблеми пов'язані із виробництвом та використанням свинцевих акумуляторів?
19. Що називають електролізом?
20. Опишіть катодні і анодні процеси під час електролізу.
21. У чому полягає сутність процесу електролізу розплавів?
22. Опишіть сутність процесу електролізу водних розчинів.
23. Вкажіть відмінність процесів електролізу при застосуванні інертних і активних анодів.
24. Сформулюйте закони Фарадея.
25. Складіть рівняння процесів, що перебігають під час електролізу розплаву $NiCl_2$, його водного розчину, якщо електроди інертні.

26. Які екологічні проблеми пов'язані з використанням процесів електролізу у промисловості?
27. Яка кількість електрики необхідна для виділення з розчину 2 г водню, 2 г кисню?
28. Скільки часу необхідно для повного розкладу 2 моль води струмом силою 2 А ?
29. Наведіть приклади застосування процесів електролізу в промисловості і техніці.
30. Вказати загальні методи добування металів.
31. Опишіть загальні властивості металів.
32. Чим зумовлена електро- і теплопровідність металів?
33. У чому полягає сутність процесу іржавіння заліза?
34. Як відбувається іржавіння оцинкованого і лудженого заліза у місцях пошкодження?
35. Опишіть способи, які використовують в автомобільному будівництві для захисту сталі від корозії.
36. У чому полягає сутність протекторного способу захисту металів від корозії?
37. Що таке нержавіюча сталь?
38. Назвіть умови, коли не можна використовувати цинк замість олова при виготовленні консервних банок.
39. Дати визначення поняття дисперсність.
40. Як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом?
41. Як можна одержати дисперсні системи?
42. Що означають поняття ПАР та ППР?
43. Що таке колоїдний захист?
44. Що таке поріг коагуляції?
45. Які процеси відбуваються під час коагуляції?

ВАРІАНТИ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №2

<i>№ вар.</i>	<i>Номери контрольних завдань</i>									
01	1	51	101	151	201	251	301	351	401	451
02	2	52	126	152	202	252	302	352	402	452
03	3	53	102	153	203	253	303	353	403	453
04	4	54	127	154	204	254	304	354	404	454
05	5	55	103	155	205	255	305	355	405	455
06	6	56	128	156	206	256	306	356	406	456
07	7	57	104	157	207	257	307	357	407	457
08	8	58	129	158	208	258	308	358	408	458
09	9	59	105	159	209	259	309	359	409	459
10	10	60	130	160	210	260	310	360	410	460
11	11	61	106	161	211	261	311	361	411	461
12	12	62	131	162	212	262	312	362	412	462
13	13	63	107	163	213	263	313	363	413	463
14	14	64	132	164	214	264	314	364	414	464
15	15	65	108	165	215	265	315	365	415	465
16	16	66	133	166	216	266	316	366	416	466
17	17	67	109	167	217	267	317	367	417	467
18	18	68	134	168	218	268	318	368	418	468
19	19	69	110	169	219	269	319	369	419	469
20	20	70	135	170	220	270	320	370	420	470
21	21	71	111	171	221	271	321	371	421	471
22	22	72	136	172	222	272	322	372	422	472
23	23	73	112	173	223	273	323	373	423	473
24	24	74	137	174	224	274	324	374	424	474
25	25	75	113	175	225	275	325	375	425	475
26	26	76	138	176	226	276	326	376	426	476
27	27	77	114	177	227	277	327	377	427	477
28	28	78	139	178	228	278	328	378	428	478
29	29	79	115	179	229	279	329	379	429	479
30	30	80	140	180	230	280	330	380	430	480
31	31	81	116	181	231	281	331	381	431	481
32	32	82	141	182	232	282	332	382	432	482
33	33	83	117	183	233	283	333	383	433	483
34	34	84	142	184	234	284	334	384	434	484
35	35	85	118	185	235	285	335	385	435	485
36	36	86	143	186	236	286	336	386	436	486
37	37	87	119	187	237	287	337	387	437	487
38	38	88	144	188	238	288	338	388	438	488

39	39	89	120	189	239	289	339	389	439	489
40	40	90	145	190	240	290	340	390	440	490
41	41	91	121	191	241	291	341	391	441	491
42	42	92	146	192	242	292	342	392	442	492
43	43	93	122	193	243	293	343	393	443	493
44	44	94	147	194	244	294	344	394	444	494
45	45	95	123	195	245	295	345	395	445	495
46	46	96	148	196	246	296	346	396	446	496
47	47	97	124	197	247	297	347	397	447	497
48	48	98	149	198	248	298	347	398	448	498
49	49	99	125	199	249	299	349	399	449	499
50	50	100	150	200	250	300	350	400	450	500

Кожний студент виконує варіант контрольного завдання, позначений *двома останніми цифрами номера студентського квитка (шифру)* до номеру 50 (кількість варіантів). Надалі: *дві останні цифри мінус 50*. Наприклад, № квитка 1149, дві останні цифри – 49, їм відповідає варіант контрольного завдання № **49**. Номер квитка 1197, дві останні цифри – 97, їм відповідає варіант контрольного завдання № $97 - 50 = 47$. Номер квитка 1100, дві останні цифри – 00, їм відповідає варіант контрольного завдання № $100 - 50 = 50$.

ВКАЗІВКИ ДО РОЗВ'ЯЗАННЯ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

1 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.

1.1 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).

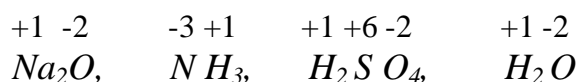
ОВР – це джерело енергії в ланцюзі дихання, за рахунок чого організм отримує майже 99% усієї енергії. Вони лежать в основі синтезу життєво необхідних органічних сполук – незамінних амінокислот, вуглеводів, жирних кислот, гормонів.

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.

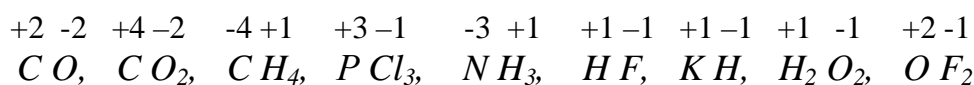
*Реакції, які відбуваються зі зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу молекул реагуючих речовин, називаються **ОКИСНО-ВІДНОВНИМИ**.*

1.1.1 Ступінь окиснення ([2] С.271-172; [3] С.179-180; [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, наприклад:



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.

1.1.2 Окиснення та відновлення ([2] С.273; [3] С.180-181; [5] С.243-244)

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

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

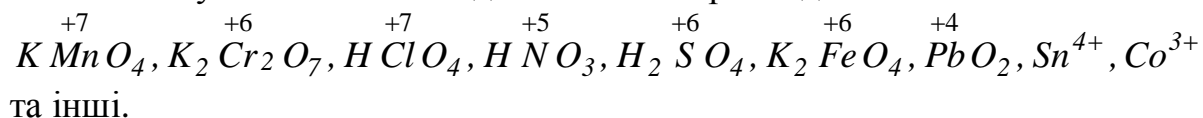
Ці процеси (окиснення і відновлення) відбуваються одночасно, тобто вони є поєднаними (спряженими).

1.1.3 Типові окисники, відновники, окисно-відновна двоїстість, еквіваленти окисників та відновників ([2] С.277- 279; [3] С.180-181, 185; [5] С.246-248)

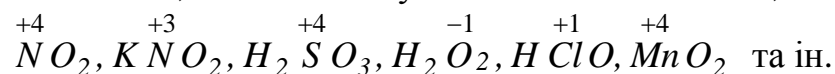
Важливим питанням є встановлення функції речовин, що беруть участь у процесі:

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_2S , N H_3 , P H_3 , K I , H Cl та інші.

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



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



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:

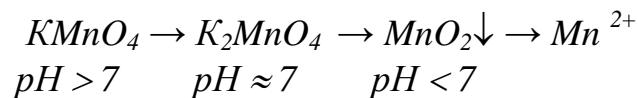


Еквівалентом окисника (відновника) називається така його кількість, що приєднує (віддає) 1 моль електронів.

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:

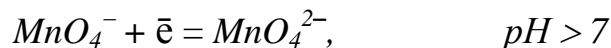


$$M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль}; \quad f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5};$$

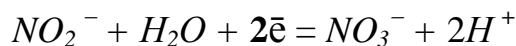
$$M_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ (г/моль)}$$



$$f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{3}; \quad M_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{3} \cdot 158 = 52,7 \text{ (г/моль)}.$$



$$f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{1} = 1; \quad M_{екв}(KMnO_4) = 1 \cdot 158 = 158 \text{ (г/моль)}.$$



$$M(NaNO_2) = 69 \text{ г/моль}; \quad f_{екв}(NaNO_2) = \frac{1}{2};$$

$$M_{екв}(NaNO_2) = \frac{1}{2} \cdot 69 = 34,5 \text{ (г/моль)}.$$

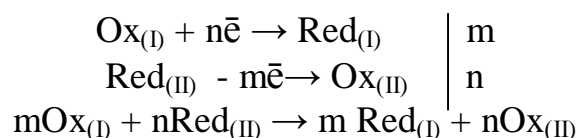
1.2 Складання окисно-відновних реакцій (ОВР)

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.

1.2.1 Метод електронного балансу ([2] С.276; [3] С.181-183; [5] С.244)

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



1.2.2 Метод електронно-йонного балансу ([2] С.274-276; [3] С.183-185; [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, осади 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.

1.2.3 Типи окисно-відновних реакцій ([2] С.278-280; [3] С.186; [5] С.248)

Розрізняють такі типи ОВР: міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні, 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.

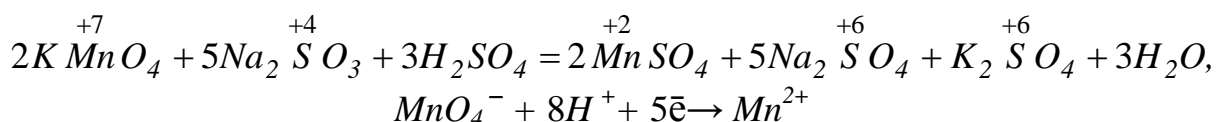
1.3 Кількісні характеристики ОВР, спрямованість ([2] С.297-298; [3] С.184; [5] С.249)

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.

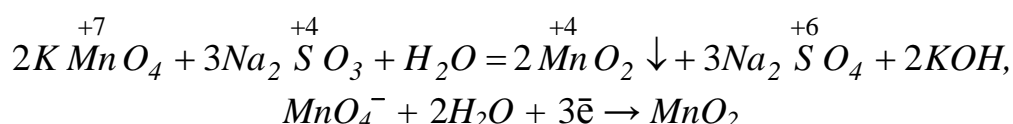
1.3.1 Вплив реакції середовища ([2] С.295; [3] С.184; [5] С.246)

Можливість і характер перебігу ОВР залежить від pH середовища. Це можна проілюструвати на прикладі взаємодії окисника $KMnO_4$ та відновника Na_2SO_3 :

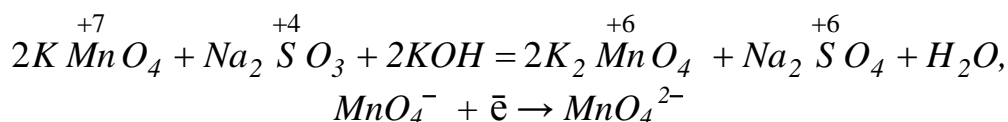
У кислому середовищі йон MnO_4^- , відновлюється сульфітом натрію до Mn^{2+} :



в нейтральному середовищі – до оксиду Мангана (IV):



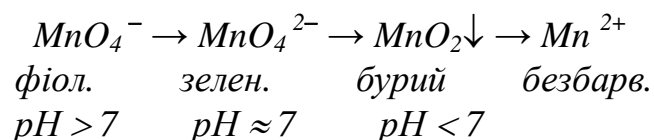
у сильнолужному середовищі – до аніона MnO_2^{2-}



Вплив середовища на перебіг зазначених реакцій можна пояснити тим, що в кислому середовищі йони Гідрогену спричинюють сильну деформацію перманганат-йонів, послаблюють зв'язок між атомами Мангану й Оксигену, здатні відщеплювати атоми Оксигену й утворювати з ними молекули води.

У нейтральному середовищі аніони MnO_4^- , деформуються значно менше, оскільки поляризаційна дія молекул води значно слабкіша, ніж йонів H^+ .

Гідроксид-йони, навпаки, навіть сприяють зміцненню зв'язку $Mn - O$.



Глибина відновлення зростає зі зменшенням pH . →

1.3.2 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).*

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

де $\varphi^0_{(ок)}$ і $\varphi^0_{(відн)}$ – 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.

1.3.3 Приклади розв'язання завдань

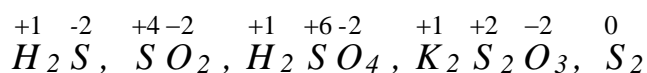
1 Ступені окиснення

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 Сульфуру X, знаючи ступінь окиснення $K^+ = (+1)$ та попередні вказівки :

H_2S	$2(+1) + X = 0$	$X = -2$
SO_2	$X + 2(-2) = 0$	$X = 4$
H_2SO_4	$2(+1) + X + 4(-2) = 0$	$X = 6$
K_2SO_3	$2(+1) + X + 3(-2) = 0$	$X = 4$
S_2	$2X = 0$	$X = 0$

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 Сульфуру, тому сполуки можуть бути як окисником так і відновником, це залежить від другого агента ОВР (SO_2 , Na_2SO_3 , 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

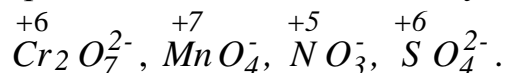
Найважливіші окисники:

1. Прості речовини – неметали VI та VII груп: $Br_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^-$

2. Катіони металів в вищій ступені окиснення:



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

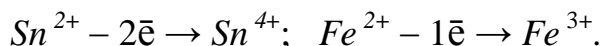


4. Пероксиди металів – Na_2O_2 , BaO_2 .

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.

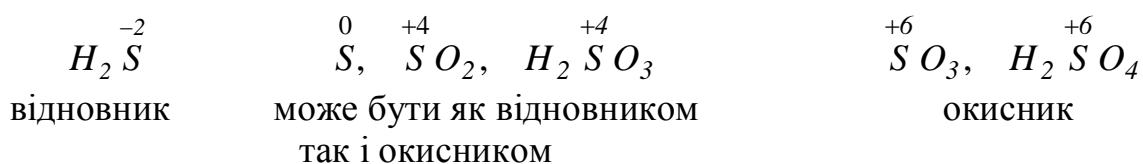
4. Гідриди – CaH_2 , NaH , SiH_4 , CH_4 .

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.

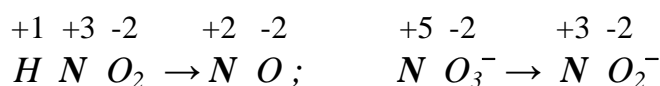
Здатність сполуки вступати в реакції з окисниками та відновниками називається *окисно-відновною двоїстістю*.



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

Приклад 2. Укажіть, які з реагентів у парі можуть виконувати функції відновника, окисника; складіть відповідні схеми процесів та визначить молярні маси еквівалентів окисника та відновника: HNO_2 / NO ; NO_3^- / NO_2^-

Розв'язання. Визначаємо ступені окиснення:

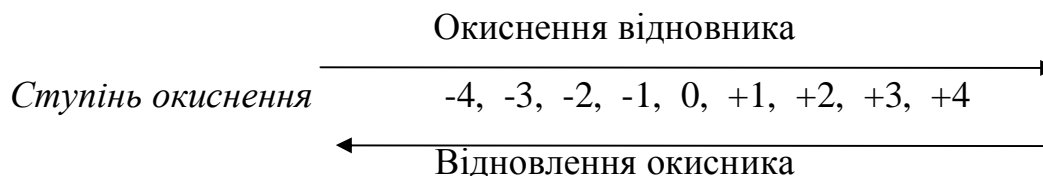


Оскільки Нітроген – елемент п'ятої групи, значення вищого ступеня окиснення дорівнюватиме +5 тому NO_3^- може бути тільки окисником.

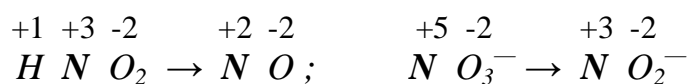
В системі $NO_3^- : NO_2^-$, йон NO_3^- буде окисником, йон NO_2^- буде відновником, де Нітроген (+3) має нижче значення ступеня окислення ніж в NO_3^- .

В системі $HNO_2 : NO$, Нітроген сполуки HNO_2 має ступень окиснення вищий, тому він буде окисником, а Нітроген сполуки NO – відновником.

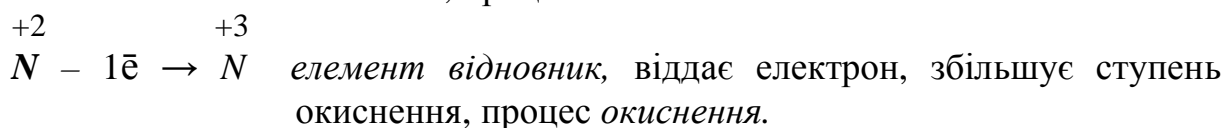
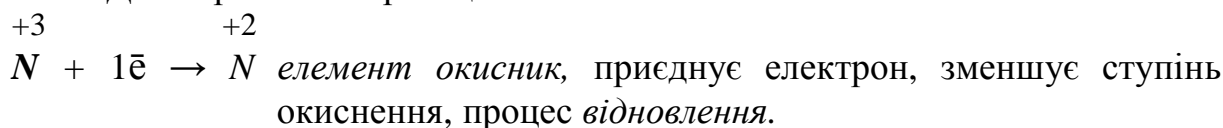
Окисно-відновні властивості атомів елементів залежать від їх місця у періодичній системі елементів, від їх ступеня окиснення в речовині, окисно-відновних властивостей інших речовин, які беруть участь у реакції.



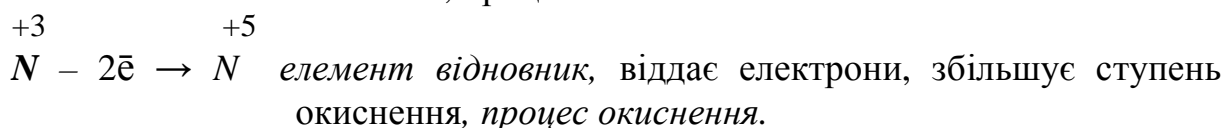
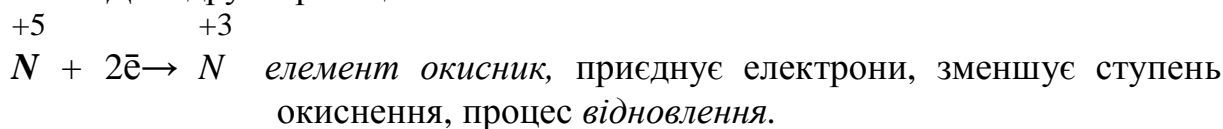
Для складання схем ОВ процесів використовуємо метод електронного балансу:



Для першої напівреакції:



Для другої реакції:



Фактор еквівалентності:

Для Нітрогену в сполуках HNO_2 та NO зміна електронів однакова – 2 електрона;

$$f_{\text{екв}}(HNO_2) = 1/2, \quad f_{\text{екв}}(NO) = 1/2,$$

$$M_{\text{екв}}(HNO_2) = f_{\text{екв}}(HNO_2) \cdot M(HNO_2) = 1/2 \cdot 47 = 23,5 \text{ (г/моль)}$$

$$M_{\text{екв}}(NO) = f_{\text{екв}}(NO) \cdot M(NO) = 1/2 \cdot 30 = 15 \text{ (г/моль)}$$

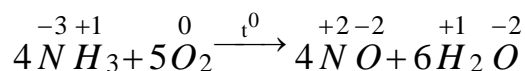
Для Нітрогену в йонах NO_3^- та NO_2^- зміна – 1 електрон, тому фактор еквівалентності дорівнює 1.

$$M_{\text{екв}}(NO_3^-) = M(NO_3^-) = 62 \text{ (г/моль);}$$

$$M_{\text{екв}}(NO_2^-) = M(NO_2^-) = 46 \text{ (г/моль);}$$

4 Складання ОВР

Метод електронного балансу засновано на визначенні 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 :



відновник 4 $\left| \begin{array}{l} N^{-3} - 5\bar{e} \rightarrow N^{+2} \\ O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2} \end{array} \right.$ – процес окиснення

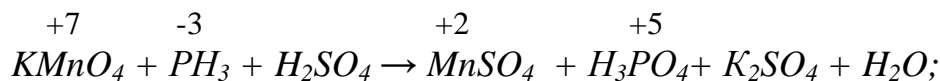
окисник 5 $\left| \begin{array}{l} N^{-3} - 5\bar{e} \rightarrow N^{+2} \\ O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2} \end{array} \right.$ – процес відновлення

Завдання 1. Підібрати стехіометричні коефіцієнти методом електронного балансу до схеми:

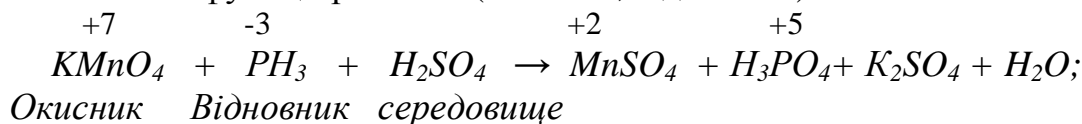


Розв'язання:

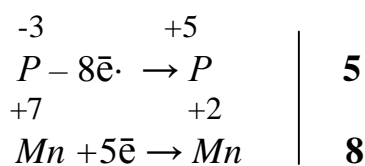
- 1) Записуємо над символами елементів ступені окиснення елементів, які змінюються



- 2) Визначаємо функції речовин (окисник, відновник)



- 3) Складаємо електронні рівняння, збалансовуємо електрони (коефіцієнти від електронів зліва переносимо «хрест-навхрест» справа)



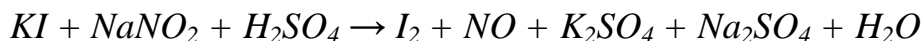
- 4) Ставимо одержані числа в схему реакції як стехіометричні коефіцієнти, урівнюємо решту елементів та кислотні залишки



- 5) Перевіряємо за Оксигеном: 80 (O) зліва = 80 (O) у правій частині

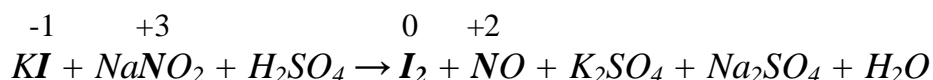
Завдання 2. Методом електронно-йонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

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 якимось 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.



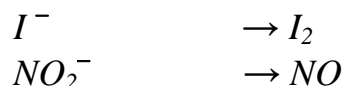
- 2) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



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^+ .

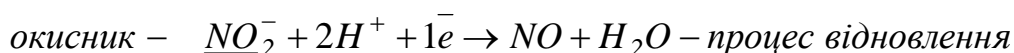
4) Записуємо схеми напівреакцій (виділені йони, молекули):



5) Визначаємо баланс атомів та йонів:



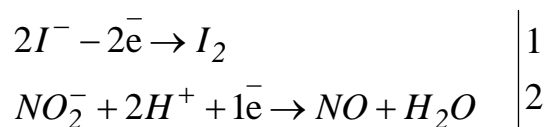
6) Визначаємо баланс зарядів в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища



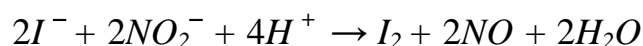
Йони йоду утворюють молекулу I_2 , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти $2I^-$, які втратять 2 електрони, тобто I^- – відновник.

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

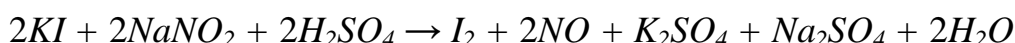
7) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ($2e^-$ та $1e^-$), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



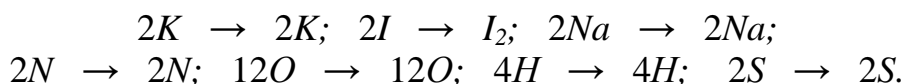
8) Підсумовуємо напівреакції у єдину реакцію з урахуванням коефіцієнтів



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.

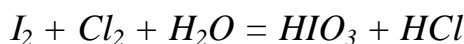
$$M_{екв}(KI) = 2 \cdot \frac{1}{2} \cdot 166 = 166 \text{ г/моль}$$

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

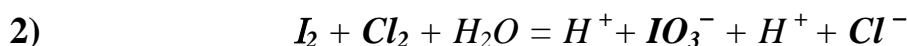
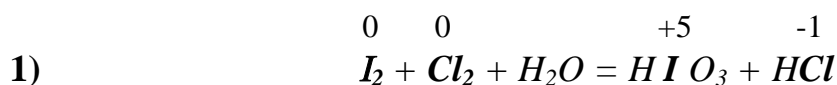
$$M_{екв}(NaNO_2) = 1 \cdot 69 = 69 \text{ г/моль}$$

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

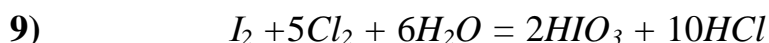
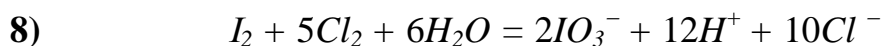
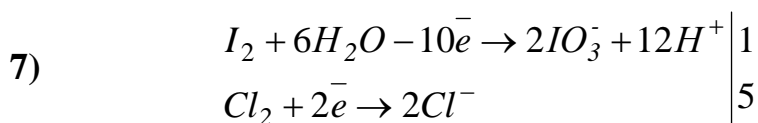
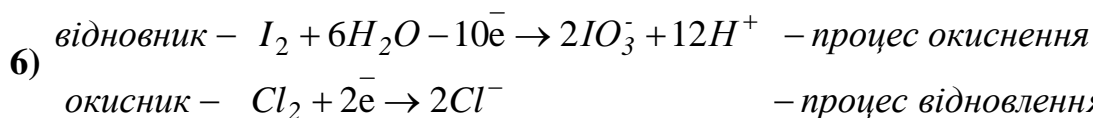
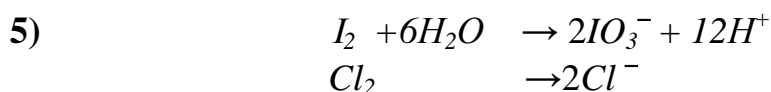
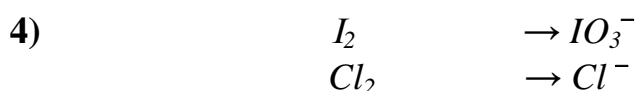
Приклад 2. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

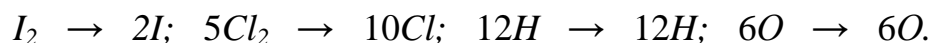


Розв'язання:



3) нейтральне середовище перейде в кисле





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

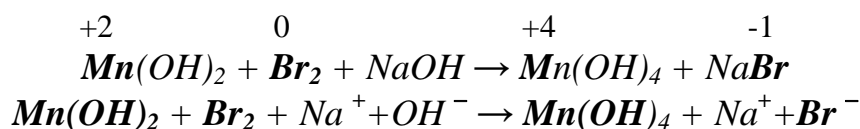
$$M_{екв}(Cl_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 71 = 35,5 \text{ г/моль}$$

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

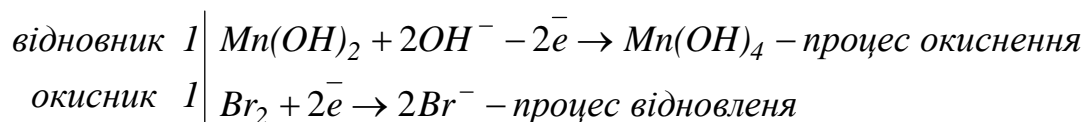
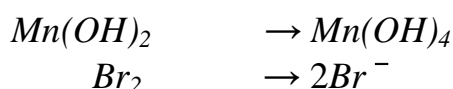
Приклад 3. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника



Розв'язання:



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



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

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

Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник – Br_2 , відновник – $Mn(OH)_2$.

$$M_{екв}(Mn(OH)_2) = 44,5 \text{ г/моль}, M_{екв}(Br_2) = 80 \text{ г/моль}$$

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:

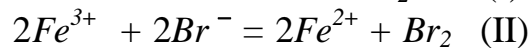
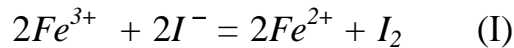


Кожна напівреакція, що характеризується більшим значенням окисно-відновного потенціалу (ОВП), відбувається легше, ніж реакція, в якій значення цього потенціалу менше.

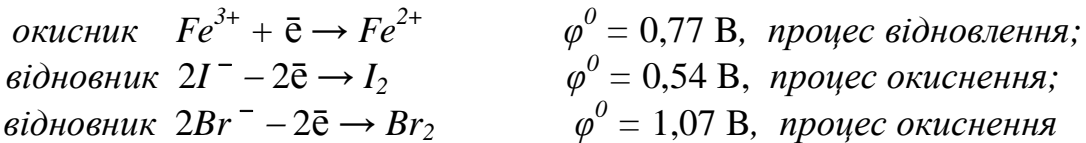
Приклад 4. Пояснити, чому за стандартних умов йони *Fe* (III) можуть окислити йони Йоду *I*⁻, проте не окиснюють йони Бромиду *Br*⁻.

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 брому.

Приклад 5. Встановити, який з сильних окисників – PbO_2 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ – може окислити за стандартних умов галогенід-йони (Cl^{-} , Br^{-} , I^{-}) до галогенів.

Розв'язання:

1. Записуємо схеми напівреакцій окиснення і значення їх стандартних ОВП (таблиця у додатку)



2. Знаходимо значення ОВП окисників, записуючи їх для спрощення в скороченому вигляді



3. Порівнявши між собою ці значення, робимо *висновок*, що всі галогенід-йони (Gal^-) можна перетворити на галогени (Gal_2) при використанні PbO_2 або калій перманганату, оскільки

$$\varphi^0 (PbO_2 / Pb^{2+}) > \varphi^0 (2Gal^- / Gal_2) \text{ і } \varphi^0 (MnO_4^- / Mn^{2+}) > \varphi^0 (2Gal^- / Gal_2).$$

В обох випадках електрорушійна сила реакцій буде більшою від нуля.

$$\begin{array}{l} E^0_{(I)} = 1,46 - 1,36, (1,07 ; 0,54) > 0 \text{ В} \\ E^0_{(II)} = 1,52 - 1,36 (1,07 ; 0,54) > 0 \text{ В} \end{array}$$

При використанні калій дихромату можливі тільки реакції (б), (в), там додатні значення E^0

$$E^0_{(III)} = 1,35 - 1,07 (0,54) > 0 \text{ В}$$

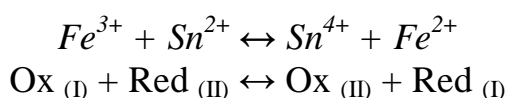
При реакції (а) значення E^0 негативне:

$$E^0_{(IV)} = 1,35 - 1,36 < 0 \text{ В}$$

Приклад 6. Визначити напрямок перебігу реакції між йонами Феруму (III) і Стануму (II) за стандартних умов.

Розв'язання:

1. Записуємо схему можливої реакції між цими йонами, визначимо окисник та відновник:



2. Знаходимо значення стандартних ОВП :

$$\begin{array}{ll} Fe^{3+} / Fe^{2+} & \varphi^0 = 0,77 \text{ В;} \\ Sn^{4+} / Sn^{2+} & \varphi^0 = 0,15 \text{ В.} \end{array}$$

4. Обчислюємо E^0 :

$$E^0 = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В ; } > 0 \text{ В}$$

Висновок: реакція відбуватиметься у прямому напрямку.

1.4 Завдання до виконання контрольної роботи

Умова *однакова до номерів 1-50. Визначить ступінь окиснення елементів в їх сполуках. До виділеного елемента вкажіть, коли він у цих сполуках може бути тільки окисником, відновником, коли і окисником і відновником

Номер	Елемент	СПЛУКИ
1.	Nb	Nb_2O_5 , $NaNbO_3$, NbO_2 , NbF_3 , $H_2[NiF_7]$, Nb
2.	Ta	$TaCl_3$, $Ta_2(SO_4)_5$, TaI_5 , Ta, $TaOBr_3$, $H_2[TaF_7]$
3.	W	WO_3 , H_2WO_4 , WO_2Cl_2 , WF_4 , W, WSe_2
4.	Fe	Fe_2O_3 , FeO , Na_2FeO_4 , $Fe_2(SO_4)_3$, $Fe(NO_3)_2$, Fe
5.	Hg	$Hg(NO_3)_2$, Hg_2Cl_2 , $HgCl_2$, HgO , Hg, HgS
6.	Bi	$BiCl_3$, Bi_2O_3 , $KBiO_3$, $Bi(OH)_3$, Bi_2S_3 , Bi
7.	Ni	$Ni(OH)_2$, NiO , Ni_2O_3 , Ni, $NiOOH$, $Ni(OH)_3$
8.	Ti	$Ti(OH)_4$, H_2TiO_3 , $TiO(OH)_2$, TiO_2 , Ti, $TiOCl_2$
9.	Pb	PbO_2 , $PbSO_4$, PbS , $Na_2[Pb(OH)_4]$, Pb, Na_2PbO_2
10.	Mo	MoO_3 , $MoOCl_4$, MoO_2Cl_2 , Na_2MoO_4 , MoS_2 , Mo
11.	Sb	Sb_2O_5 , $SbOCl$, $Sb(OH)_3$, Na_3SbO_4 , $NaSbS_2$, Sb
12.	As	As_4O_6 , H_3AsO_4 , Na_3AsO_3 , AsH_3 , As_2O_5 , As
13.	Si	Mg_2Si , Na_2SiO_3 , SiH_4 , Na_4SiO_4 , SiO_2 , Si
14.	Se	H_2Se , H_2SeO_4 , SeO_3 , Na_2Se , Na_2SeO_3 , Se_2
15.	Mn	Mn, $KMnO_4$, K_2MnO_4 , MnO_2 , H_2MnO_3 , $Mn(OH)_2$
16.	S	$K_2S_2O_3$, Na_2SO_3 , Na_2SO_4 , SO_3 , S_2 , Na_2S
17.	O	H_2O_2 , OF_2 , KOH, H_2O , O_2 , O_3
18.	I	I_2 , $NaIO_3$, KI, IF_5 , H_5IO_6 , HOI
19.	N	NH_4NO_3 , $NaNO_2$, N_2H_4 , KNO_3 , N_2 , N_2O
20.	C	CH_4 , CH_3OH , $HCOOH$, $CHCl_3$, CH_3Cl , C
21.	H	H_2O_2 , CaH_2 , KOH, H_2O , H_2 , SiH_4
22.	Cl	HCl, $HClO_4$, Cl_2O_7 , ClO_2 , $Ca(ClO)_2$, Cl_2
23.	P	PH_3 , H_3PO_4 , P, Mg_3P_2 , PCl_5 , P_2O_3
24.	Cr	$CrCl_2$, H_2CrO_4 , Cr_2O_3 , CrO_3 , $K_2Cr_2O_7$, Cl_2
25.	V	$NaVO_3$, $VOSO_4$, VO_2 , V, VCl_3 , V_2O_5
26.	Sn	SnO , $Sn(OH)_2$, $SnCl_4$, SnS_2 , Sn, $(NH_4)_2SnS_3$
27.	Fe	FeO , $Fe(OH)_2$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $FeSO_4$, $Fe(NO_3)_3$, Fe
28.	Mn	Mn, MnO , K_2MnO_4 , Mn_2O_7 , $HMnO_4$, $Mn(OH)_3$
29.	Cu	Cu_2S , CuO , $CuSO_4$, $(CuOH)_2CO_3$, Cu, $CuCl_2$
30.	Br	Br_2 , HBr, PBr_3 , $HBrO_3$, $KBrO_4$, HOBr
31.	Mn	H_2MnO_3 , Mn, MnO_2 , H_2MnO_4 , $KMnO_4$, $Mn(OH)_2$
32.	Cr	$CrCl_3$, K_2CrO_4 , $Cr(OH)_3$, CrO_3 , $NaCrO_2$, Cr
33.	Fe	Fe, $Fe(OH)_3$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $Fe_2(SO_4)_3$, Na_2FeO_4
34.	Br	KBr, PBr_3 , $HBrO_2$, $KBrO_3$, KOBr, BrO_2
35.	P	PCl_5 , H_3PO_3 , Mg_3P_2 , P, P_4O_6 , P_2H_4

36.	Cl	$Cl_2, HClO_3, Cl_2O_7, Cl_2O_6, Ca(ClO)_2, PCl_5$
37.	C	$C_2H_4, CH_3COOH, HCOOH, CH_2Cl_2, CO_2, C$
38.	N	$NH_3, NH_2OH, NH_4NO_2, N_2H_4, N_2O_5, N_2$
39.	I	$HI, I_2, NaIO_2, KOI, IF_5, HIO_3, I_2O_5$
40.	S	$K_2SO_3, Na_2SO_4, SO_3, NaHSO_4, S_2, Na_2S$
41.	Pb	$Pb(NO_3)_2, Pb, PbS, K_4[Pb(OH)_6], PbO_2, Pb_3O_4$
42.	As	$K_3AsO_4, NaAsO_2, AsH_3, AsCl_3, As, H_3AsO_3$
43.	Sb	$Sb_2O_3, SbOCl, Sb(OH)_2Cl, SbCl_5, NaSbO_2, Sb_2S_5$
44.	Nb	$Nb(OH)_3, Na_3NbO_4, Nb_2O_5, K_2[NbF_7], NbCl_4, Nb$
45.	V	$V_2O_3, H_2[VF_6], VOCl_2, V, VCl_2, K_3VO_4$
46.	Cr	$Fe(CrO_2)_2, K_2CrO_4, CrCl_2, Cr(OH)_3, K_2Cr_2O_7, Cr$
47.	Mn	$K_2MnO_3, MnSO_4, Mn_2O_7, H_2MnO_4, Mn(OH)_3, Mn$
48.	Re	$ReO_2, HReO_4, Re_2S_7, K_2[ReCl_6], Re, Re_2O_5$
49.	Tc	$HTcO_4, Tc, Tc_2O_7, [Tc(CO)_5]_2, TcF_4, Tc_2S_7$
50.	Pd	$Pd, PdSO_4, H_2[PdCl_6], PdCl_2, PdP_3, PdS$

Умова* однакова для наступних номерів 51 – 100. Методом електронно-іонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника

51. $NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$
 $Ce(SO_4)_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Ce_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + O_2 + H_2O$
 $Ca(OCl)Cl + NaBr + H_2O \rightarrow CaCl_2 + Br_2 + NaOH$
52. $SnS_2 + HNO_3 \rightarrow H_2SnO_3 \downarrow + NO_2$
 $Al + NaNO_3 + H_2O + NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] + NH_3 \uparrow$
 $SO_2 \uparrow + NaIO_3 + H_2O \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2SO_4$
53. $As + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_3 + SO_2 \uparrow$
 $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
 $SO_2 \uparrow + SeO_2 + H_2O \rightarrow Se + H_2SO_4$
54. $C + Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow CO \uparrow + Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
 $K_2FeO_4 + NH_3 \cdot H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + N_2 + KOH$
 $Na_2S_2O_3 + SeO_2 + H_2O \rightarrow Se + Na_2S_4O_6 + NaOH$
55. $PbO_2 \downarrow + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
 $Cl_2 + NaCrO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
 $H_3PO_3 + CuSO_4 + H_2O \rightarrow Cu + H_3PO_4 + H_2SO_4$
56. $KNO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NO \uparrow + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
 $NaIO_3 + P + NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + NaI + H_2O$
 $Cl_2 + H_2S + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$

57. $Ta + HNO_3 + HF \rightarrow H_2[TaF_7] + NO\uparrow + H_2O$
 $HOCl + CrCl_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
 $Br_2 + H_2SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
58. $Nb + HNO_3 + HF \rightarrow H_2[NbF_7] + NO\uparrow + H_2O$
 $AsH_3 + AuCl_3 + NaOH \rightarrow Au + Na_3AsO_3 + H_2O$
 $HClO_3 + S + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
59. $Zn + KNO_3 + HCl \rightarrow ZnCl_2 + KCl + NO\uparrow + H_2O$
 $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
 $H_3PO_3 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow Ag + H_3PO_4 + HNO_3$
60. $K_2Cr_2O_7 + Al + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + H_2O$
 $Cl_2 + Na_2SeO_3 + NaOH \rightarrow Na_2SeO_4 + NaCl + H_2O$
 $Al + NaOH + H_2O \rightarrow Na[Al(OH)_4] + H_2\uparrow$
61. $KI + NaOCl + H_2SO_4 \rightarrow NaCl + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
 $Na_2SnO_2 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow Na_2SnO_3 + Ag + HNO_3$
62. $H_2O_2 + MgI_2 + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + I_2 + H_2O$
 $Cl_2 + NaIO_3 + NaOH \rightarrow NaIO_4 + NaCl + H_2O$
 $HOCl + Pb(CH_3COO)_2 + H_2O \rightarrow PbO_2\downarrow + HCl + CH_3COOH$
63. $SO_2\uparrow + FeCl_2 + HCl \rightarrow S + FeCl_3 + H_2O$
 $H_2O_2 + Cr_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
 $KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
64. $Au + HNO_3 + HCl \rightarrow H[AuCl_4] + NH_4Cl + H_2O$
 $Br_2 + NaNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaBr + H_2O$
 $NO\uparrow + MoCl_3 + H_2O \rightarrow H_2MoO_4 + NH_4Cl + HCl$
65. $V + HNO_3 + HF \rightarrow H[VF_6] + NO\uparrow + H_2O$
 $K_3[Fe(CN)_6] + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_4[Fe(CN)_6] + O_2 + H_2O$
 $NaBrO_3 + XeF_2 + H_2O \rightarrow Xe + NaBrO_4 + HF$
66. $Zn + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + PH_3\uparrow + H_2O$
 $Cl_2 + NaNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaCl + H_2O$
 $PdCl_2 + CO\uparrow + H_2O \rightarrow Pd + CO_2\uparrow + HCl$
67. $W + HNO_3 + HF \rightarrow H_2[WF_6] + NO\uparrow + H_2O$
 $Br_2 + Cr_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + Na_2SO_4 + H_2O$
 $MnS\downarrow + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O \rightarrow MnSO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4$
68. $H_2S\uparrow + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
 $Fe_2(SO_4)_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KNO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 $KMnO_4 + Sb_2(SO_4)_3 + H_2O \rightarrow MnSO_4 + H_3SbO_4 + K_2SO_4 + H_2SO_4$

69. $NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + Br_2 + H_2O$
 $NaCrO_2 + PbO_2\downarrow + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2[Pb(OH)_4]$
 $AgNO_3 + AsH_3 + H_2O \rightarrow Ag + H_3AsO_4 + HNO_3$
70. $K_2CrO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
 $AgNO_3 + NH_3\uparrow + NaOH \rightarrow Ag + N_2 + NaNO_3 + H_2O$
 $Se + AuCl_3 + H_2O \rightarrow Au + H_2SeO_3 + HCl$
71. $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cl_2 + H_2O$
 $I_2 + NH_3\uparrow + NaOH \rightarrow N_2 + NaI + H_2O$
 $NaBrO + Fe(OH)_2\downarrow + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + NaBr$
72. $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + FeCl_3 + KCl + H_2O$
 $Mn(OH)_2\downarrow + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_2\downarrow + KCl + H_2O$
 $NO\uparrow + Fe(OH)_2\downarrow + H_2O \rightarrow NH_3\uparrow + Fe(OH)_3\downarrow$
73. $MnS\downarrow + HNO_3 \rightarrow Mn(NO_3)_2 + NO\uparrow + S + H_2O$
 $K_2[Sn(OH)_4] + Br_2 + KOH \rightarrow K_2[Sn(OH)_6] + KBr + H_2O$
 $FeCl_3 + H_2SO_3 + H_2O \rightarrow FeCl_2 + H_2SO_4 + HCl$
74. $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow H_2[SnCl_6] + CrCl_3 + KCl + H_2O$
 $Br_2 + Sb_2O_3 + KOH \rightarrow KSbO_3 + KBr + H_2O$
 $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO\uparrow$
75. $Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2\uparrow + H_2O$
 $K[Cr(OH)_4] + Cl_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$
 $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2O \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow + Na_2SO_4 + KOH$
76. $MnO_2\downarrow + KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
 $KClO_3 + CrCl_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$
 $KMnO_4 + SO_2\uparrow + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + MnO_2\downarrow + KOH$
77. $K_2MnO_4 + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
 $CrCl_3 + NaClO + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
 $Br_2 + H_2SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
78. $Al + HNO_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$
 $KClO_3 + MnSO_4 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + K_2SO_4 + H_2O$
 $I_2 + KNO_2 + H_2O \rightarrow KNO_3 + HI$
79. $HI + H_2SO_4 \rightarrow H_2S + I_2 + H_2O$
 $KClO_3 + Cr_2O_3\downarrow + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + KCl + H_2O$
 $KMnO_4 + NO_2\uparrow + H_2O \rightarrow KNO_3 + Mn(OH)_4\downarrow + HNO_3$
80. $Al + KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
 $MnCl_2 + KBrO + KOH \rightarrow MnO_2 + KBr + KCl + H_2O$
 $K_2CrO_4 + H_2SO_3 + H_2O \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow + H_2SO_4 + KOH$

81. $MnO_2 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
 $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
 $I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(IO_3)_2 + BaI_2 + H_2O$
82. $K_2Cr_2O_7 + KNO_2 + HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 + KNO_3 + H_2O$
 $Na_3AsO_3 + KMnO_4 + NaOH \rightarrow Na_3AsO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$
 $C_2H_5OH + KMnO_4 \rightarrow MnO_2 + CH_3COOK + KOH + H_2O$
83. $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
 $Na_2S + KMnO_4 + H_2O \rightarrow S + MnO_2 + NaOH + KOH$
 $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$
84. $HgS + HNO_3 + HCl \rightarrow HgCl_2 + S + NO + H_2O$
 $Fe(OH)_2 + KBrO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$
 $KMnO_4 + NaI + KOH \rightarrow I_2 + K_2MnO_4 + NaOH$
85. $Pt + KCN + H_2O \rightarrow K_2[Pt(CN)_4] + KOH + H_2$
 $HBr + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + Br_2 + H_2O$
 $Na_2SO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + Na_2SO_4 + H_2O$
86. $PH_3 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + Ag + HNO_3$
 $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + S + MnSO_4 + H_2O$
 $C + Na_2CrO_4 + NaOH \rightarrow CO + Na_3CrO_3 + H_2O$
87. $HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
 $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow H_2[SnCl_6] + KCl + CrCl_3 + H_2O$
 $Zn + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$
88. $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$
 $H_2[SnCl_6] + H_2S \rightarrow SnS + S + HCl$
 $Na[Cr(OH)_4] + NaClO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
89. $Fe + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Fe_2O_3 + NO_2 + H_2O$
 $SnCl_2 + HNO_3 + HCl \rightarrow H_2[SnCl_6] + NO + H_2O$
 $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$
90. $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
 $K_3[SbCl_6] + KBrO_3 + HCl \rightarrow K[SbCl_6] + KBr + KCl + H_2O$
 $Cu_2O + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Cu(OH)_2 + MnO_2 + KOH$
91. $KMnO_4 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + O_2 + H_2O$
 $Sn + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Sn(OH)_6] + H_2$
 $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
92. $FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + HBr$
 $Nb + HNO_3 + HF \rightarrow H_2[NbF_7] + NO + H_2O$
 $KOH + Cl_2 + Fe(OH)_3 \rightarrow KCl + K_2FeO_4 + H_2O$

93. $Fe(OH)_2 + Br_2 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$
 $K_2Cr_2O_7 + HBr \rightarrow Br_2 + CrBr_3 + KBr + H_2O$
 $Al + KNO_3 + H_2O \rightarrow K[Al(OH)_4] + NO$
94. $Zn + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 $SO_2 + SeO_2 + H_2O \rightarrow Se + H_2SO_4$
 $Br_2 + NaNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaBr + H_2O$
95. $KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 $Mn(OH)_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_2 + KCl + H_2O$
 $Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow Na[Au(CN)_2] + NaOH$
96. $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
 $Fe(OH)_2 + CrO_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + Cr(OH)_3$
 $HBr + KClO_3 \rightarrow KCl + Br_2 + H_2O$
97. $NaBrO_3 + XeF_2 + H_2O \rightarrow NaBrO_4 + Xe + HF$
 $H_2O_2 + MgI_2 + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + I_2 + H_2O$
 $HOCl + CrCl_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
98. $Cr_2(SO_4)_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
 $H_2[SnCl_6] + H_2S \rightarrow SnS + HCl + S$
 $Fe(OH)_2 + KBrO + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$
99. $PbS + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO + S + H_2O$
 $Sn + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Sn(OH)_4] + H_2$
 $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$
100. $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$
 $Na_2Cr_2O_7 + Na_3AsO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Na_3AsO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
 $KMnO_4 + H_2S + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + S + H_2O$

Умова* однакова для номерів 101-125. Складіть рівняння ОВР з двох напівреакцій, враховуючи характер середовища; визначте напрям реакції, виходячи із стандартних ОВП напівреакцій

- | | | | |
|------|-----------------------------|----------------------------|----------|
| 101. | $Cr_2O_7^{2-} / 2Cr^{3+};$ | $S_2O_8^{2-} / 2SO_4^{2-}$ | $pH = 7$ |
| 102. | $CrO_4^{2-} / Cr(OH)_3;$ | $Br_2 / 2Br^-$ | $pH > 7$ |
| 103. | $CrO_4^{2-} / Cr^{3+};$ | ClO^- / Cl^- | $pH > 7$ |
| 104. | $2SO_4^{2-} / S_2O_8^{2-};$ | MnO_4^- / MnO_4^{2-} | $pH > 7$ |
| 105. | $MnO_4^- / Mn^{2+};$ | Fe^{3+} / Fe^0 | $pH < 7$ |
| 106. | $2ClO_3^- / Cl_2;$ | MnO_2 / Mn^{2+} | $pH = 7$ |
| 107. | $MnO_4^{2-} / Mn^{2+};$ | $Cl_2 / 2Cl^-$ | $pH < 7$ |
| 108. | $MnO_4^- / MnO_4^{2-};$ | MnO_2 / MnO_4^{2-} | $pH > 7$ |
| 109. | $PbO_2 / Pb^{2+};$ | $Cl_2 / 2Cl^-$ | $pH = 7$ |
| 110. | $S_2O_8^{2-} / 2SO_4^{2-};$ | MnO_4^- / Mn^{2+} | $pH < 7$ |
| 111. | $MnO_4^- / Mn^{2+};$ | BiO_3^- / Bi^{3+} | $pH < 7$ |
| 112. | $Br_2 / 2Br^-;$ | MnO_4^{2-} / Mn^{2+} | $pH > 7$ |
| 113. | $MnO_4^- / Mn^{2+};$ | NO_3^- / NO_2^- | $pH < 7$ |

114.	$MnO_2 / Mn^{2+};$	$Cl_2 / 2Cl^-$	$pH < 7$
115.	$MnO_4^- / Mn^{2+};$	$Cl_2 / 2Cl^-$	$pH < 7$
116.	$S / S^{2-};$	SO_3^{2-} / S	$pH > 7$
117.	$Cr_2O_7^{2-} / 2Cr^{3+};$	$S_2O_8^{2-} / 2SO_4^{2-}$	$pH < 7$
118.	$ClO^- / Cl^-;$	CrO_4^{2-} / Cr^{3+}	$pH < 7$
119.	$IO_3^- / I_2;$	$I_2 / 2I^-$	$pH < 7$
120.	$2ClO^- / Cl^-;$	$Cl_2 / 2Cl^-$	$pH > 7$
121.	$HNO_2 / NO;$	NO_3^- / NO	$pH < 7$
122.	$CrO_4^{2-} / 2Cr^{3+};$	$I_2 / 2I^-$	$pH < 7$
123.	$Cl_2 / 2Cl^-;$	$Cr_2O_7^{2-} / 2Cr^{3+}$	$pH < 7$
124.	$AsO_4^{3-} / HAsO_2;$	$2IO_3^- / I_2$	$pH < 7$
125.	$ClO_3^- / Cl^-;$	$H_2BO_3^- / B$	$pH = 7$

Умова* однакова для номерів 126 - 150. Складіть рівняння ОВР з йонно-молекулярної схеми, враховуючи характер середовища; визначте напрям реакції, виходячи із стандартних ОВП напівреакцій.

126. $Fe^{2+} + ClO_3^- + H^+ \rightleftharpoons Fe^{3+} + Cl^- + H_2O$
127. $Cl_2 + Mn^{2+} + H_2O \rightleftharpoons MnO_4^- + Cl^- + H^+$
128. $CrO_4^{2-} + Br^- + H_2O \rightleftharpoons CrO_2^- + Br_2 + OH^-$
129. $IO_3^- + SO_3^{2-} + H^+ \rightleftharpoons I_2 + SO_4^{2-} + H_2O$
130. $NO_3^- + Fe^{2+} + H^+ \rightleftharpoons Fe^{3+} + H_2O + NO$
131. $MnO_4^- + Bi^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Mn^{2+} + BiO_3^- + H^+$
132. $Fe^{3+} + I^- + H_2O \rightleftharpoons Fe^{2+} + IO_3^- + H^+$
133. $SO_4^{2-} + Cr^{3+} + H_2O \rightleftharpoons SO_3^{2-} + Cr_2O_7^{2-} + H^+$
134. $AsO_2^- + I_2 + H^+ \rightleftharpoons I^- + AsO_4^{3-} + H^+$
135. $MnO_2 + I^- + H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + I_2 + H_2O$
136. $MnO_4^- + SO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons MnO_2 + SO_4^{2-} + OH^-$
137. $Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H^+$
138. $H_2O_2 + H^+ + MnO_4^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + H_2O$
139. $ClO_3^- + MnO_2 + H_2O \rightleftharpoons MnO_4^- + Cl_2 + H^+$
140. $Cr^{3+} + NO_3^- + H_2O \rightleftharpoons NO + Cr_2O_7^{2-} + H^+$
141. $PH_3 + MnO_4^- + H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + PO_4^{3-} + H_2O$
142. $NO_3^- + I^- + H^+ \rightleftharpoons I_2 + H_2O + NO$
143. $ClO_3^- + I_2 + H_2O \rightleftharpoons IO_3^- + Cl^-$
144. $IO_3^- + SO_2 + H_2O \rightleftharpoons I_2 + SO_4^{2-} + H^+$
145. $FeO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + OH^- + O_2$
146. $CrO_2^- + Fe(OH)_2 + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + Cr(OH)_3$
147. $FeO_4^{2-} + H_2O + NH_3 \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + OH^- + N_2$
148. $BrO^- + Fe(OH)_2 + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + Br^-$
149. $Bi_2O_3 + Cl_2 + OH^- \rightleftharpoons BiO_3^- + Cl^- + H_2O$
150. $ClO_3^- + Mn^{2+} + OH^- \rightleftharpoons MnO_4^{2-} + Cl^- + H_2O$

2 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.

2.1 Електрохімічні процеси, стандартні електродні потенціали металів [2] С.287-291; [3] С.198; [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; [3] С.197 – 206; [4] С.136-139, 148 – 150; [5] С. 255-265.

2) процеси перетворення електричної енергії в хімічну (при електролізі)
[2] С.302 – 313; [3] С.208 – 216; [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.

2.2 Корозія металів та захист від неї
[2] С.569– 575; [3] С.220 – 232; [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.*

2.3 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 сек) та 26,8 А·год (для t в год);

C – концентрація молярна, моль/л.

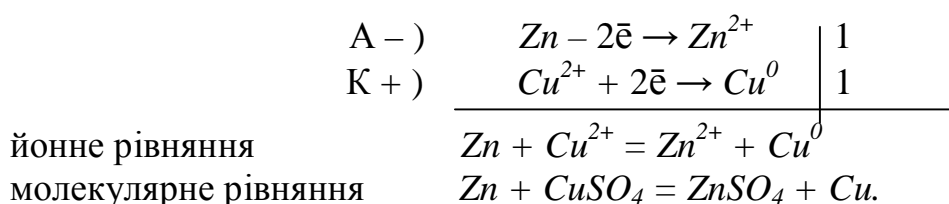
Максимальна різниця потенціалів електродів – напруга гальванічного елемента, – яка може бути отримана при роботі гальванічного елемента, називається *електрорушійною силою (ЕРС)* гальванічного елемента або напругою (ε , $\Delta\varphi$).

Приклад: *гальванічний елемент Данієля-Якобі*.

Електрична схема гальванічного елемента:



Оскільки електродний потенціал цинку менший, то цинк більш активний метал та виступає в якості анода (А-), а мідь буде катодом. Анод окиснюється, на катоді відновлюються йони Cu^{2+}



Електрорушійна сила завжди позитивна величина

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

$$\varepsilon (\Delta\varphi, EPC) = +0,34 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,1 \text{ В}.$$

Практична величина EPC завжди менша ніж теоретична. Причина цього – поляризація електродів.

Напрямок окисно-відновних реакцій в гальванічних елементах відбувається: від електрохімічної системи з більш високим потенціалом (окисника) до електрохімічної системи з меншим потенціалом (відновника).

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 $\varphi^0_{Cr/Cr^{2+}} = -0,91 \text{ В}.$

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 $\varphi_{Cr/Cr^{2+}} = -0,948 \text{ В}$.

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:

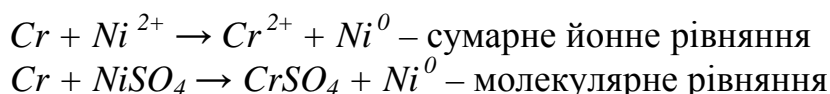
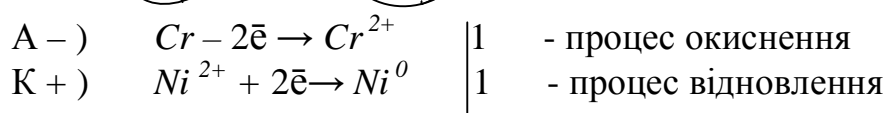
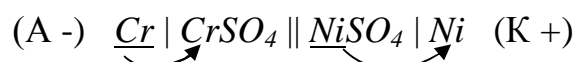
1. З таблиці стандартних електродних потенціалів (додатки, табл. 1) знаходимо стандартні потенціали Cr та Ni

$$(A -) Cr | CrSO_4 || NiSO_4 | Ni (K +)$$

$$\varphi^0_{Cr/Cr^{2+}} = -0,913 \text{ В} \qquad \varphi^0_{Ni/Ni^{2+}} = -0,25 \text{ В}$$

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 \mathcal{E} (EPC) завжди позитивна та визначається за формулою

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

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

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

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

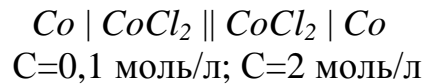
тобто процес самовільний (бо $\Delta G < 0$).

Робота гальванічного елемента становить

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

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

Задача 3. В якому напрямку будуть перебігати електрони за зовнішнім колом в гальванічному елементі за нестандартних умов



Визначити напругу цього елемента.

Розв'язання:

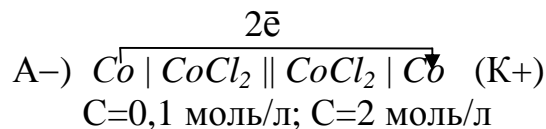
1. Знаходимо з додатків табл. 1 стандартний електродний потенціал $\text{Co} - \varphi^0_{\text{Co}/\text{Co}^{2+}} = -0,28 \text{ В.}$

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

$$\varphi_1 = -0,28 + \frac{0,059}{2}(-1) = -0,28 + (-0,03) = -0,31 \text{ В}; \lg 0,1 = \lg 10^{-1} = -1$$

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

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



Електрони за зовнішнім колом перебігають від анода (A-) до катода (K+).

4. Напряга цього гальванічного елемента дорівнює

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

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

Відповідь: електрони перебігають від Co зануреного в розчин солі з $C_{\text{Co}^{2+}} = 0,1 \text{ моль/л}$ (A-), до Co, зануреного в розчин з $C_{\text{Co}^{2+}} = 2 \text{ моль/л}$ (K+).

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 – перенапряга 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

$$\begin{aligned}\varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} &= +1,23 \text{ В} + \eta^0 && \text{при } pH = 0, \\ \text{або} \quad \varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} &= +0,8 \text{ В} + \eta^0 && \text{при } pH = 7,\end{aligned}$$

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-}
 $\varphi = 1,36; 1,06; 0,54; -0,52 \text{ В}.$

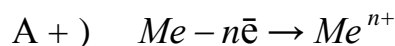
(крім HF , та фторид-йонів $\varphi_{F_2/2F^-} = +2,88 \text{ В}$)

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

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

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;

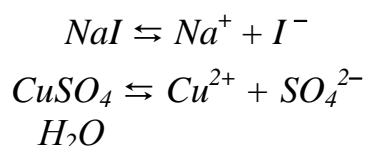
I – сила струму (А);

t – час в секундах чи годинах;

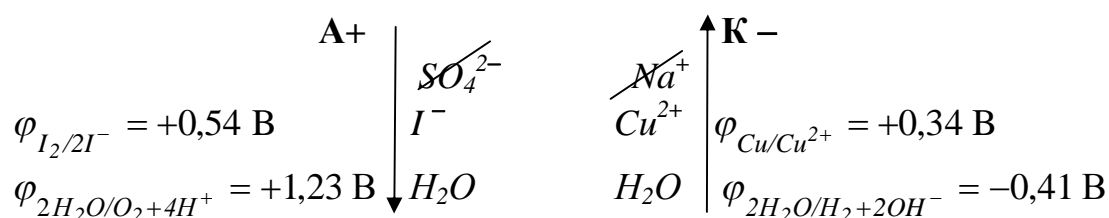
F – стала Фарадея, яка становить $F = 96484 \text{ Кл(А}\cdot\text{с)/моль}$, якщо t – сек,
або $F = 26,8 \text{ А}\cdot\text{год/моль}$ (t – год.).

Задача 4. 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

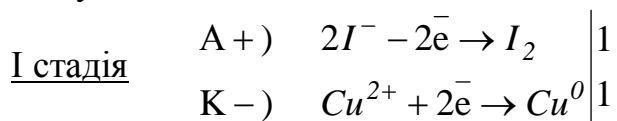


Спочатку на аноді окиснюються йони, молекули, стандартний потенціал яких найменший (\downarrow), а на катоді відновлюються йони, молекули з найбільшим потенціалом (\uparrow).

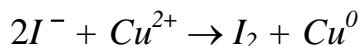
Спрощуємо схему електролізу водних розчинів солей за рахунок сульфат-йонів на аноді (окисненні аніони не окиснюються на аноді в

присутності води) та катіонів натрію (катіони лужних, лужноземельних металів та алюмінію не відновлюються із водних розчинів).

Тому



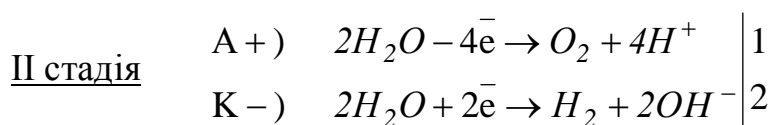
Сумарний процес:



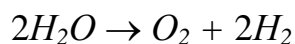
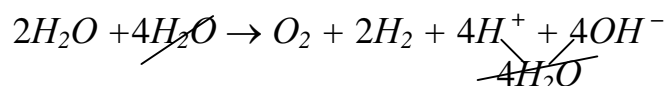
Розрахуємо напругу розкладу суміші солей

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

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



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) $2H_2O \rightarrow H_2 + 2OH^-$;

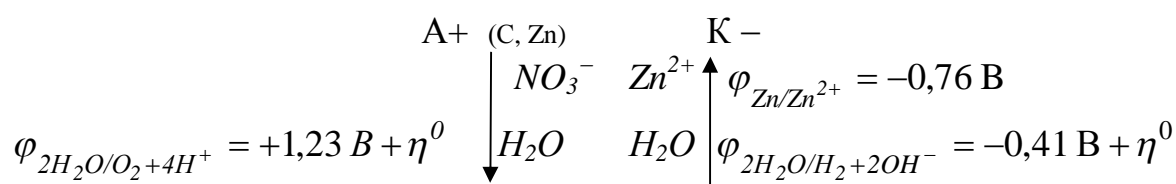
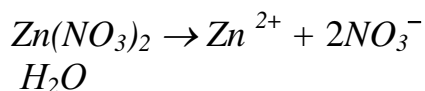
3) йони Na^+ відновлюватися із водних розчинів не можуть.

Задача 5. Визначити процеси, що відбуваються при електролізі на інертних та металевих електродах.

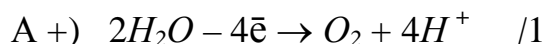
Приклад. Скласти електронні рівняння процесів електролізу, що відбуваються при електролізі водного розчину нітрату цинку на

а) вугільному аноді; б) на цинковому аноді.

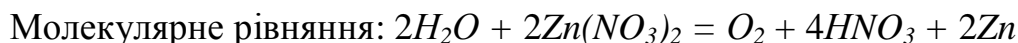
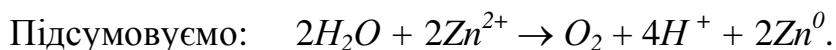
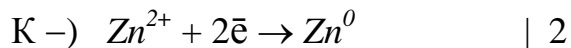
Розв'язання.



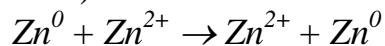
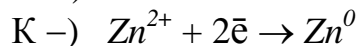
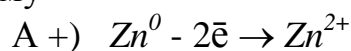
Оскільки кисневовмісні йони (NO_3^-) на аноді не окиснюються, то
а) на вугільному аноді



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



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



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

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

Задача 6.

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.

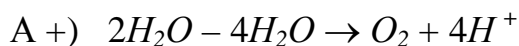
Розв'язання.



На аноді A+) 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:

$$\text{а) об'єм кисню} \quad V_{O_2} = \frac{V_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 3,13 \text{ л}$$

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

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

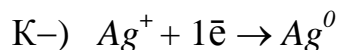
$$\text{б) масу кисню} \quad m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{8 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 4,48 \text{ г}$$

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

На катоді К-) Ag^+, H_2O

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

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



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

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

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

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

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

КОРОЗИЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

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:

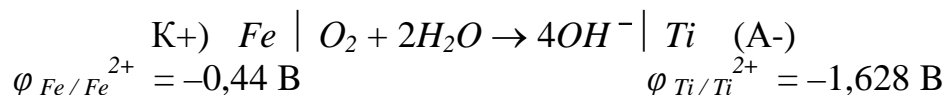
- відділення шкідливих домішок з навколишнього середовища;
- ізолювання металів від впливу навколишнього середовища.

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

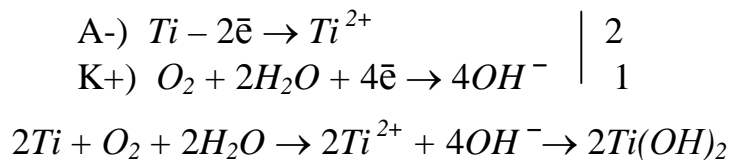
Задача 9. За допомогою електронних рівнянь пояснити сутність протекторного захисту та з'ясувати, який метал в парі Ферум-Титан буде протектором.

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.

2.4 Завдання до виконання контрольної роботи

*Умова** однакова для наступних номерів 151 – 200. У кожному завданні:

а) В наведеній схемі гальванічного елемента визначити анод та катод, вказати напрямок перебігу електронів за зовнішнім колом. Відповідь обґрунтувати.

б) Скласти схеми двох гальванічних елементів з вказаним металом ..., де він був би анодом (A-) та катодом (К+). Записати рівняння електродних процесів, сумарне молекулярне рівняння, розрахувати напругу та роботу гальванічного елемента.

в) Для названого металу ... підібрати метал, в парі з яким він утворить гальванічний елемент з найбільшою напругою. Скласти схему гальванічного елемента, вказати анод та катод. Відповідь обґрунтувати.

- | | | |
|---|--------|--------------------------------|
| 151. а) $Ni \mid Ni(NO_3)_2 \parallel Ca(NO_3)_2 \mid Ca;$ | б) Cd; | в) $Cr \rightarrow Ga, V, Os$ |
| 152. а) $Tl \mid TlNO_3 \parallel W(NO_3)_3 \mid W;$ | б) Co; | в) $Cu \rightarrow Pt, Ru, Ag$ |
| 153. а) $Hg \mid Hg(NO_3)_2 \parallel Fe(NO_3)_3 \mid Fe;$ | б) Sn; | в) $Ag \rightarrow Te, Pt, Cu$ |
| 154. а) $Be \mid Be(NO_3)_2 \parallel Mo(NO_3)_3 \mid Mo;$ | б) V; | в) $Bi \rightarrow Ge, Pd, Hg$ |
| 155. а) $Ge \mid Ge(NO_3)_2 \parallel Fe(NO_3)_2 \mid Fe;$ | б) Al; | в) $Cr \rightarrow Cd, Fe, Pd$ |

156.	a)	<i>Cu</i>	$Cu(NO_3)_2$	$Pb(NO_3)_2$	<i>Pb</i>	б) <i>Mn</i> ;	в) <i>Zn</i> → <i>Cr, Pt, Re</i>
157.	a)	<i>Cu</i>	$Cu(NO_3)$	$Os(NO_3)_2$	<i>Os</i> ;	б) <i>La</i> ;	в) <i>Bi</i> → <i>Re, Ag, Hg</i>
158.	a)	<i>La</i>	$La(NO_3)_3$	$Ga(NO_3)_3$	<i>Ga</i> ;	б) <i>W</i> ;	в) <i>Sb</i> → <i>Os, Bi, Te</i>
159.	a)	<i>Co</i>	$Co(NO_3)_2$	$Cu(NO_3)_2$	<i>Cu</i> ;	б) <i>Cr</i> ;	в) <i>Ru</i> → <i>Ir, Hg, Cu</i>
160.	a)	<i>Mn</i>	$Mn(NO_3)_2$	$Co(NO_3)_2$	<i>Co</i> ;	б) <i>Cu</i> ;	в) <i>Re</i> → <i>Au, Ru, Ro</i>
161.	a)	<i>Zn</i>	$Zn(NO_3)_2$	$Bi(NO_3)_3$	<i>Bi</i> ;	б) <i>Ge</i> ;	в) <i>Pb</i> → <i>W, Ge, Hg</i>
162.	a)	<i>Sn</i>	$Sn(NO_3)_2$	$AgNO_3$	<i>Ag</i> ;	б) <i>Ga</i> ;	в) <i>Pt</i> → <i>Hg, Au, Ir</i>
163.	a)	<i>Ni</i>	$Ni(NO_3)_2$	$AgNO_3$	<i>Ag</i> ;	б) <i>W</i> ;	в) <i>Fe</i> → <i>Au, Ni, Ge</i>
164.	a)	<i>Ti</i>	$TiSO_4$	$FeSO_4$	<i>Fe</i> ;	б) <i>Ni</i> ;	в) <i>Rh</i> → <i>Ir, Hg, Cu</i>
165.	a)	<i>Fe</i>	$FeSO_4$	$CuSO_4$	<i>Cu</i> ;	б) <i>Cr</i> ;	в) <i>Ag</i> → <i>Hg, Ir, Os</i>
166.	a)	<i>Ni</i>	$NiSO_4$	$CuSO_4$	<i>Cu</i> ;	б) <i>Cd</i> ;	в) <i>Au</i> → <i>Pt, Pd, Ir</i>
167.	a)	<i>Zn</i>	$ZnSO_4$	$CdSO_4$	<i>Cd</i> ;	б) <i>Pb</i> ;	в) <i>Ru</i> → <i>Au, Os, Pd</i>
168.	a)	<i>Cr</i>	$CrSO_4$	$NiSO_4$	<i>Ni</i> ;	б) <i>Cu</i> ;	в) <i>Sn</i> → <i>Pb, Ge, Ru</i>
169.	a)	<i>Mn</i>	$MnSO_4$	$CoSO_4$	<i>Co</i> ;	б) <i>Ge</i> ;	в) <i>Te</i> → <i>Ir, Cu, Hg</i>
170.	a)	<i>Al</i>	$Al_2(SO_4)_3$	$CrSO_4$	<i>Cr</i>	б) <i>Sb</i> ;	в) <i>Tl</i> → <i>Re, Ge, W</i>
171.	a)	<i>Mg</i>	$MgSO_4$	$CuSO_4$	<i>Cu</i> ;	б) <i>Sn</i> ;	в) <i>Ti</i> → <i>Ru, Mn, Ga</i>
172.	a)	<i>Cr</i>	$Cr_2(SO_4)_3$	$NiSO_4$	<i>Ni</i> ;	б) <i>Pb</i> ;	в) <i>V</i> → <i>Ag, Cd, Fe</i>
173.	a)	<i>Fe</i>	$Fe_2(SO_4)_3$	$CuSO_4$	<i>Cu</i> ;	б) <i>Cd</i> ;	в) <i>Pb</i> → <i>Cu, Au, Ge</i>
174.	a)	<i>Bi</i>	$Bi_2(SO_4)_3$	$RuSO_4$	<i>Ru</i> ;	б) <i>Zn</i> ;	в) <i>W</i> → <i>Bi, Pt, Cu</i>
175.	a)	<i>Al</i>	$Al_2(SO_4)_3$	$NiSO_4$	<i>Ni</i> ;	б) <i>Ga</i> ;	в) <i>Mo</i> → <i>Re, W, Ru</i>
176.	a)	<i>Al</i>	$AlCl_3$	$NiCl_2$	<i>Ni</i> ;	б) <i>Fe</i> ;	в) <i>Mn</i> → <i>Pb, Ge, Fe</i>
177.	a)	<i>Fe</i>	$FeCl_3$	$CoCl_2$	<i>Co</i> ;	б) <i>Cr</i> ;	в) <i>Ni</i> → <i>W, Hg, Pb</i>
178.	a)	<i>Cr</i>	$CrCl_3$	$HgCl_2$	<i>Hg</i> ;	б) <i>Cu</i> ;	в) <i>Sb</i> → <i>Ge, Re, Hg</i>
179.	a)	<i>Zn</i>	$ZnCl_2$	$CuCl_2$	<i>Cu</i> ;	б) <i>Al</i> ;	в) <i>Mg</i> → <i>Hf, Mo, Ti</i>
180.	a)	<i>Mg</i>	$MgCl_2$	$ZnCl_2$	<i>Zn</i> ;	б) <i>Ni</i> ;	в) <i>Re</i> → <i>Cu, Pt, Hg</i>
181.	a)	<i>Ni</i>	$Ni(NO_3)_2$	$Cd(NO_3)_2$	<i>Cd</i> ;	б) <i>Co</i> ;	в) <i>Cr</i> → <i>W, Cd, Mo</i>
182.	a)	<i>Ag</i>	$AgNO_3$	$W(NO_3)_3$	<i>W</i> ;	б) <i>Cd</i> ;	в) <i>Ge</i> → <i>Pd, Cu, Te</i>
183.	a)	<i>Hg</i>	$Hg(NO_3)_2$	$Cr(NO_3)_3$	<i>Cr</i> ;	б) <i>Sb</i> ;	в) <i>Au</i> → <i>Ir, Pd, Ag</i>
184.	a)	<i>Be</i>	$Be(NO_3)_2$	$Co(NO_3)_2$	<i>Co</i> ;	б) <i>W</i> ;	в) <i>Bi</i> → <i>Os, Cu, Re</i>
185.	a)	<i>Fe</i>	$Fe(NO_3)_2$	$Hg(NO_3)_2$	<i>Hg</i> ;	б) <i>Ag</i> ;	в) <i>Sn</i> → <i>Sb, Te, Os</i>
186.	a)	<i>Cd</i>	$Cd(NO_3)_2$	$Pb(NO_3)_2$	<i>Pb</i> ;	б) <i>Mn</i> ;	в) <i>Zn</i> → <i>Fe, Bi, Pb</i>
187.	a)	<i>Cu</i>	$Cu(NO_3)_2$	$Al(NO_3)_3$	<i>Al</i> ;	б) <i>Na</i> ;	в) <i>Bi</i> → <i>Ag, Os, Cu</i>
188.	a)	<i>La</i>	$La(NO_3)_3$	$Ge(NO_3)_3$	<i>Ge</i> ;	б) <i>V</i> ;	в) <i>Pd</i> → <i>Au, Pt, Ru</i>
189.	a)	<i>Co</i>	$Co(NO_3)_2$	$Zn(NO_3)_2$	<i>Zn</i> ;	б) <i>Cd</i> ;	в) <i>Ru</i> → <i>Rh, Pd, Os</i>
190.	a)	<i>Zn</i>	$Zn(NO_3)_2$	$Cr(NO_3)_3$	<i>Cr</i> ;	б) <i>Ga</i> ;	в) <i>Pb</i> → <i>Bi, W, Te</i>
191.	a)	<i>Sb</i>	$Sb(NO_3)_3$	$AgNO_3$	<i>Ag</i> ;	б) <i>Ni</i> ;	в) <i>Cd</i> → <i>Pt, Bi, Ge</i>
192.	a)	<i>Fe</i>	$Fe(NO_3)_3$	$AgNO_3$	<i>Ag</i> ;	б) <i>Tl</i> ;	в) <i>Be</i> → <i>Ti, W, Ga</i>
193.	a)	<i>Cd</i>	$CdSO_4$	$FeSO_4$	<i>Fe</i> ;	б) <i>Ti</i> ;	в) <i>Rh</i> → <i>Rh, Cr, V</i>

194.	a)	Fe		$FeSO_4$		$NiSO_4$		Ni ;	б)	Mo ;	в)	$Ga \rightarrow Ag, Re, Sb$
195.	a)	Ni		$NiSO_4$		$CuSO_4$		Cu ;	б)	Bi ;	в)	$Fe \rightarrow Al, Pt, Pb$
196.	a)	Zn		$ZnSO_4$		$Al_2(SO_4)_3$		Al ;	б)	Tl ;	в)	$Ti \rightarrow Ru, Zn, Tl$
197.	a)	Cr		$CrSO_4$		$NiSO_4$		Ni ;	б)	Co ;	в)	$Cs \rightarrow La, Ti, Cr$
198.	a)	Mn		$MnSO_4$		$FeSO_4$		Fe ;	б)	Ga ;	в)	$Te \rightarrow Hg, Ir, Cu$
199.	a)	Al		$Al_2(SO_4)_3$		$Cr_2(SO_4)_3$		Cr ;	б)	Sn ;	в)	$Tl \rightarrow Ge, Mo, Pb$
200.	a)	Zn		$ZnCl_2$		$NiCl_2$		Ni	б)	Ge ;	в)	$Fe \rightarrow Ag, Cu, Ge$

Умова* однакова для номерів **201 – 250**. У кожному завданні:

- а) розрахувати електродний потенціал ... запропонованого металу в розчині його солі при концентрації ... моль/дм³ (M);
б) записати схему гальванічного елемента з двох електродів, один з яких стандартний, другий розрахований за завданням (а) та обчислити \mathcal{E}
в) у який розчин варто занурити електрод (а) для одержання найбільшої напруги (\mathcal{E}).

1. 1M; 2. 0,01M; 3. 0,001M; 4. 0,0001M;

		Me/Me ⁿ⁺			
201.	a)	$Al; Al^{3+}$	0,001 M	226.	a) $Mg; Mg^{2+}$ 0,0001 M
202.	a)	$Au; Au^3$	0,1 M	227.	a) $Be; Be^{2+}$ 0,001 M
203.	a)	$Ca; Ca^{2+}$	0,001 M	228.	a) $Cr; Cr^{3+}$ 0,01 M
204.	a)	$La; La^{3+}$	0,0001 M	229.	a) $Sn; Sn^{2+}$ 0,02 M
205.	a)	$Ni; Ni^{2+}$	0,0004 M	230.	a) $Ti; Ti^{2+}$ 0,002 M
206.	a)	$Sn; Sn^{2+}$	0,03 M	231.	a) $Co; Co^{2+}$ 0,004 M
207.	a)	$Mn; Mn^{2+}$	0,003 M	323.	a) $Cu; Cu^{2+}$ 0,003 M
208.	a)	$Zn; Zn^{2+}$	0,05 M	233.	a) $Cd; Cd^{2+}$ 0,3 M
209.	a)	$Fe; Fe^{3+}$	0,003 M	234.	a) $Ge; Ge^{2+}$ 0,07 M
210.	a)	$Fe; Fe^{2+}$	0,01 M	235.	a) $Ca; Ca^{2+}$ 0,01 M
211.	a)	$Ag; Ag^+$	0,0001 M	236.	a) $Bi; Bi^{3+}$ 0,0001 M
212.	a)	$Tl; Tl^+$	0,006 M	237.	a) $Pb; Pb^{2+}$ 0,0001 M
213.	a)	$Cr; Cr^{2+}$	0,002 M	238.	a) $Sb; Sb^{3+}$ 0,005 M
214.	a)	$Cr; Cr^{3+}$	0,0004 M	239.	a) $Ge; Ge^{2+}$ 0,02 M
215.	a)	$V; V^{2+}$	0,003 M	240.	a) $Mn; Mn^{2+}$ 0,0002 M
216.	a)	$Al; Al^{3+}$	0,02 M	241.	a) $Mg; Mg^{2+}$ 0,01 M
217.	a)	$Au; Au^+$	0,03 M	242.	a) $Be; Be^{2+}$ 0,0003 M
218.	a)	$Ca; Ca^{2+}$	0,02 M	243.	a) $Cr; Cr^{2+}$ 0,001 M
219.	a)	$La; La^{3+}$	0,01 M	244.	a) $Sr; Sr^{2+}$ 0,02 M
220.	a)	$Ni; Ni^{2+}$	0,04 M	245.	a) $Tl; Tl^+$ 0,0002 M
221.	a)	$Sb; Sb^{3+}$	0,0003 M	246.	a) $Co; Co^{2+}$ 0,02 M
222.	a)	$Mn; Mn^{2+}$	0,0003 M	247.	a) $Cu; Cu^{2+}$ 0,3 M
223.	a)	$Zn; Zn^{2+}$	0,007 M	248.	a) $Cu; Cu^{2+}$ 0,07 M
224.	a)	$Fe; Fe^{3+}$	0,8 M	249.	a) $Ge; Ge^{2+}$ 0,0007 M
225.	a)	$Fe; Fe^{2+}$	0,08 M	250.	a) $Ca; Ca^{2+}$ 0,00001 M

Умова* однакова для номерів 251 – 300. У кожному завданні:

а) Вказати послідовність процесів, що відбуваються на аноді та катоді при електролізі суміші водних розчинів електролітів Визначити напругу розкладу для кожної стадії процесу.

б) Визначити які речовини та в якій кількості виділяться при електролізі водного розчину електроліту на інертних електродах протягом 3 год при силі струму 5 А.

251.	a) $CuSO_4, VCl_2$	б) $NaNO_3$	276.	a) $Na_2SO_4, MoCl_3$	б) $AgNO_3$
252.	a) $ZnSO_4, BaCl_2$	б) $NiSO_4$	277.	a) $CdSO_4, FeCl_3$	б) $Hg(NO_3)_2$
253.	a) $NaNO_3, MoCl_3$	б) $Fe(NO_3)_2$	278.	a) $NaI, CuSO_4$	б) $Pb(NO_3)_2$
254.	a) $Ni(NO_3)_2, AlCl_3$	б) $Cr_2(SO_4)_3$	279.	a) $NaCl, FeSO_4$	б) $Co(NO_3)_2$
255.	a) $Mg(NO_3)_2, ZnCl_2$	б) $CrSO_4$	280.	a) $VCl_3, NaNO_3$	б) CaI_2
256.	a) $Sn(NO_3)_2, ZnBr_2$	б) $CoCl_2$	281.	a) $PbCl_2, Cu(NO_3)_2$	б) FeI_2
257.	a) $Ba(NO_3)_2, CuBr_2$	б) $LiCl$	282.	a) $ZnCl_2, Ni(NO_3)_2$	б) $CuCl_2$
258.	a) $Bi(NO_3)_3, CuI_2$	б) $LiNO_3$	283.	a) $SnCl_2, Pb(NO_3)_2$	б) $CrSO_4$
259.	a) $Hg(NO_3)_2, NaCl$	б) BaS	284.	a) $CdBr_2, AgNO_3$	б) $MgCl_2$
260.	a) $Fe(NO_3)_2, CoBr_2$	б) $Ba(NO_3)_2$	285.	a) $CdSO_4, KNO_3$	б) $Al_2(SO_4)_3$
261.	a) $Fe(NO_2)_3, HgI_2$	б) $BaCl_2$	286.	a) $NiSO_4, NaNO_3$	б) $AlBr_3$
262.	a) $Cu(NO_2)_2, CoCl_2$	б) $MgBr_2$	287.	a) $MnSO_4, Cu(NO_3)_2$	б) CrI_3
263.	a) $Mn(NO_2)_2, NiI_2$	б) $HgCl_2$	288.	a) $CuSO_4, NaCl$	б) $Al(NO_2)_3$
264.	a) $Zn(NO_2)_2, CdI_2$	б) $CoCl_2$	289.	a) $FeSO_4, NaNO_3$	б) $CrCl_3$
265.	a) $Pb(NO_2)_2, CdBr_2$	б) NiI_2	290.	a) $CrSO_4, KNO_2$	б) $ZnBr_2$
266.	a) $CdSO_4, VCl_2$	б) $Ca(NO_3)_2$	291.	a) $Na_2SO_4, BiCl_3$	б) $Sn(NO_3)_2$
267.	a) $ZnSO_4, CaCl_2$	б) $Ni(NO_3)_2$	292.	a) $CdSO_4, FeCl_2$	б) $W(NO_3)_2$
268.	a) $NaNO_2, MnCl_2$	б) $FeSO_4$	293.	a) $NaBr, CuSO_4$	б) $Pb(NO_3)_2$
269.	a) $Bi(NO_3)_2, AlBr_3$	б) $Fe_2(SO_4)_3$	294.	a) $NaCl, Fe_2(SO_4)_3$	б) $CoBr_2$
270.	a) $Mg(NO_3)_2, CuCl_2$	б) $CrSO_4$	295.	a) $FeCl_3, NaNO_3$	б) $CaBr_2$
271.	a) $Mn(NO_3)_2, ZnBr_2$	б) $Co(NO_3)_2$	296.	a) $CaCl_2, Cu(NO_2)_2$	б) $FeSO_4$
272.	a) $CaS, CuBr_2$	б) $Hg(NO_3)_2$	297.	a) $CdCl_2, Ni(NO_2)_2$	б) $CuSO_4$
273.	a) $Bi(NO_3)_3, CaBr_2$	б) K_2CO_3	298.	a) $MnCl_2, Pb(NO_3)_2$	б) $SnSO_4$
274.	a) $HgCl_2, NaBr$	б) $Fe(NO_3)_2$	299.	a) $CuBr_2, AgNO_3$	б) $Fe_2(SO_4)_3$
275.	a) $Fe(NO_3)_2, CoCl_2$	б) $Cd(NO_3)_2$	300.	a) $CdSO_4, KNO_2$	б) AlI_3

301. Який об'єм газу при температурі $40^{\circ}C$ та тиску 150 кПа виділиться при електролізі водного розчину $FeSO_4$ на інертному аноді протягом 3 год при силі струму 5 А та виходом за струмом 90%?

302. Скільки моль еквівалентів речовини може утворитися на катоді електролізера після проходження сталого струму силою 10 А протягом 8 хв і 20 с?

303. Протягом якого часу необхідно проводити електроліз водного розчину нікелю сульфату для одержання на поверхні катода 1,33 г нікелю при струмі силою 3 А та виході за струмом 97%?

304. Скільки грамів води розклалося при електролізі, якщо через розчин калію сульфату пропускали струм силою 4 А протягом 3 годин?

- 305.** Яка маса нікелю виділиться на поверхні катода при електролізі протягом 0,75 год, якщо сила струму дорівнює 1,8 А, а вихід за струмом 90%?
- 306.** При електролізі водного розчину суміші цинку хлориду та міді сульфату з мідним анодом маса катода збільшилась на 1,6 г. Що відбулось при цьому на мідному аноді?
- 307.** Скільки часу пропускали крізь розчин лугу струм силою 3 А, якщо при цьому виділилося 2,24 л кисню, виміряного при температурі 30⁰С та тиску 200 кПа?
- 308.** Чому дорівнює вихід нікелю за струмом, якщо при електролізі водного розчину нікелю (II) сульфату протягом 2,4 год при силі струму 2 А на катоді виділилось 5 г нікелю?
- 309.** Який об'єм газу виділиться при електролізі водного розчину заліза (II) сульфату на інертному аноді за н.у. протягом 3 год при силі струму 5 А та виходом за струмом 96 %?
- 310.** Чому дорівнює вихід цинку за струмом, якщо при електролізі водного розчину цинку сульфату протягом 2 год 2 хв при силі струму 5 А на катоді виділилось 10,6 г металу?
- 311.** Електричний струм одночасно пропустили крізь розчини сульфатної кислоти і металу сульфату. На катодах виділилося 1,04 г металу і 400 см³ водню при температурі 25⁰С і 740 мм рт.ст. Чому дорівнює молярна маса еквівалента цього металу?
- 312.** Чому дорівнює вихід заліза за струмом, якщо при електролізі водного розчину заліза (II) сульфату протягом 3 год 2 с при силі струму 3 А на катоді виділилось 14,1 г металу?
- 313.** Крізь розчин міді сульфату протягом 5 хв пропускали сталій електричний струм, внаслідок чого маса катода збільшилася на 1,24 г. Якою була сила струму? Яка речовина і в якій кількості виділилася на аноді?
- 314.** З розчину, що містив 5,95 г срібла нітрату, повне виділення срібла відбулося після пропускання електричного струму силою 0,5 А протягом 2 год. Чому дорівнює вихід срібла за струмом?
- 315.** Якої сили електричний струм пропускали протягом 5 год крізь розчин мідного купоросу, якщо на катоді утворилося 2,24 г металічної міді? Вихід за струмом становить 90%.
- 316.** Визначте кількість кадмію, яка може виділитися при пропусканні крізь водний розчин його сульфату 3,35 А-год електрики.
- 317.** Протягом якого часу можна одержати 3,3 г газу на інертному аноді при електролізі водного розчину міді сульфату, якщо сила струму дорівнює 5 А, а вихід за струмом – 92%?
- 318.** Який електричний заряд необхідно пропустити крізь водний розчин міді хлориду для одержання 50 г міді?

- 319.** Крізь послідовно включені у ланцюг сталого струму розчини срібла нітрату, міді (II) сульфату та золота (III) хлориду пропускали струм силою 5 А протягом 20 хв. Чому дорівнює маса металів, що виділились на катодах?
- 320.** При електролізі розчину металу сульфату на катоді виділилось 9,1 г металу, а на аноді – 1,568 л кисню (н.у.). Чому дорівнює молярна маса еквівалента металу?
- 321.** Яку кількість електрики потрібно пропустити крізь розчин сульфату міді, щоб виділити на катоді 6,42 г міді? Складіть рівняння реакцій електродних процесів при електролізі на вугільному аноді.
- 322.** Які хімічні процеси відбуваються на електродах при електролізі розчину нікелю сульфату на нікелевому аноді? Яка кількість нікелю виділиться на катоді при проходженні 4825 Кл електрики?
- 323.** При електролізі водних розчинів яких солей - KNO_3 , $ZnSO_4$, $Mg(NO_3)_2$, $MgCl_2$ – буде відбуватись розкладання води? Чи однакова кількість електрики витрачається у випадку кожної із солей для виділення 11,2 л водню?
- 324.** Який об'єм газу при температурі $25^{\circ}C$ та тиску 100 кПа виділиться при електролізі водного розчину $ZnSO_4$ на інертному аноді протягом 1 год при силі струму 5 А і виході за струмом 89%?
- 325.** Скільки моль еквівалентів речовини може утворитися на катоді електролізера після проходження сталого струму силою 10 А протягом 60 хв і 30 с та 2 год?
- 326.** Протягом якого часу необхідно проводити електроліз водного розчину нікелю хлориду для одержання на поверхні катода 1,33 г нікелю при струмі силою 3 А та виході за струмом 97%?
- 327.** Скільки грамів води розклалося при електролізі, якщо крізь розчин натрію сульфату пропускали струм силою 3 А протягом 6 годин?
- 328.** Яка маса нікелю виділиться на поверхні катода при електролізі протягом 4 год, якщо сила струму дорівнює 8 А, а вихід за струмом 90%?
- 329.** При електролізі водного розчину суміші цинку хлориду та міді нітрату з мідним анодом маса катода збільшилась на 1,2 г. Що відбулось при цьому на мідному аноді?
- 330.** Скільки часу пропускали крізь розчин лугу струм силою 2,5 А, якщо при цьому виділилося 2,24 л кисню, виміряного при температурі $25^{\circ}C$ та тиску 200 кПа?
- 331.** Чому дорівнює вихід нікелю за струмом, якщо при електролізі водного розчину нікелю (II) нітрату протягом 4,4 год. при силі струму 2 А на катоді виділилось 9 г нікелю?
- 332.** Який об'єм газу виділиться при електролізі водного розчину заліза (II) нітрату на інертному аноді за н.у. протягом 2 год 30 хв при силі струму 3 А та виходом за струмом 93 %?

- 333.** Чому дорівнює вихід цинку за струмом, якщо при електролізі водного розчину цинку нітрату протягом 2 год 30 хв при силі струму 4 А на катоді виділилось 11,6 г металу?
- 334.** Електричний струм одночасно пропустили крізь розчини нітратної кислоти і нітрату металу. На катодах виділилося 1,04 г металу і 400 см^3 водню при температурі 25°C і 760 мм рт.ст. Чому дорівнює молярна маса еквівалента цього металу?
- 335.** Чому дорівнює вихід заліза за струмом, якщо при електролізі водного розчину заліза (II) хлориду протягом 3 год при силі струму 5 А на катоді виділилось 15 г металу?
- 336.** Крізь розчин міді хлориду протягом 25 хв пропускали сталій електричний струм, внаслідок чого маса катода збільшилася на 2,04 г. Якою була сила струму? Яка речовина і в якій кількості виділилася на аноді?
- 337.** З розчину, що містив 5,95 г срібла нітрату, повне виділення срібла відбулося після пропускання електричного струму силою 0,5 А протягом 2 год. Чому дорівнює вихід срібла за струмом?
- 338.** Якої сили електричний струм пропускали протягом 5 год крізь розчин залізного купоросу, якщо на катоді утворилося 4,4 г металічного заліза? Вихід за струмом дорівнює 90%.
- 339.** Визначте кількість галію, яка може виділитися при пропусканні крізь водний розчин його сульфату 4,35 А-год електрики.
- 340.** Протягом якого часу можна одержати 2,5 г газу на інертному аноді при електролізі водного розчину міді сульфату, якщо сила струму дорівнює 5 А, а вихід за струмом – 94%?
- 341.** Який електричний заряд необхідно пропустити крізь водний розчин хлориду кадмію для одержання 25 г кадмію?
- 342.** Крізь послідовно включені у ланцюг сталого струму розчини срібла і міді (II) нітратів та золота (III) хлориду пропускали струм силою 3 А протягом 30 хв. Чому дорівнює маса металів, що виділились на катодах?
- 343.** При електролізі розчину металу сульфату на катоді виділилось 15,68 г металу, а на аноді – 1,568 л кисню (н.у.). Чому дорівнює молярна маса еквівалента металу?
- 344.** Яку кількість електрики потрібно пропустити крізь розчин міді нітрату, щоб виділити на катоді 4,45 г міді? Складіть рівняння реакцій електродних процесів при електролізі на вугільному аноді.
- 345.** Які хімічні процеси відбуваються на електродах при електролізі розчину нікелю нітрату на нікелевому аноді? Яка кількість нікелю виділиться на катоді при проходженні 4625 Кл електрики?
- 346.** При електролізі водних розчинів яких солей - KCl , $MnSO_4$, $Mg(NO_3)_2$, $HgCl_2$ – буде відбуватись розкладання води? Чи однакова кількість електрики витрачається у випадку кожної із солей для виділення 1,12 л водню?

347. При електролізі розчину калію гідроксиду з використанням вугільних електродів на аноді одержано 137 см³ газу. Яка речовина та в якій кількості виділиться на катоді?

348. Яку максимальну кількість алюмінію можна одержати за одну годину під час електролізу розплаву алюмінію сульфату струмом силою 10 А?

349. Якої сили електричний струм пропускали протягом 4 год крізь розчин нікелю хлориду, якщо на катоді утворилося 4,24 г металічного нікелю?

350. Яка маса натрію виділиться на катоді при електролізі розплаву йодиду натрію, якщо на аноді виділилось 762 г йоду?

Умова однакова для номерів 351 – 375. У кожному завданні:*

а) поверхня основного металу..... вкрита металом покриття Визначити тип захисту від корозії. Записати рівняння корозії в кислому та нейтральному середовищах;

б) при контакті основного Me (завдання а) з наведеними далі металами..... визначити, в якому випадку швидкість корозії більш інтенсивна. Записати усі необхідні рівняння, дати повне пояснення:

<i>№ завдання</i>	<i>Основний метал</i>	<i>Метал покриття</i>	<i>Наведені далі метали (до завдання б)</i>
351.	<i>Fe</i>	<i>Mo</i>	<i>Mg, Ni, Ag, Cd</i>
352.	<i>Cd</i>	<i>Fe</i>	<i>Al, Zn, Sn, Cu</i>
353.	<i>Cu</i>	<i>Zn</i>	<i>Cd, Fe, Co, Sb</i>
354.	<i>Cr</i>	<i>Fe</i>	<i>Mn, V, Sn, Bi</i>
355.	<i>Fe</i>	<i>Ni</i>	<i>Pb, Cu, Bi, Ag</i>
356.	<i>Mn</i>	<i>Fe</i>	<i>Ti, Zn, Co, Cu</i>
357.	<i>Cd</i>	<i>Ni</i>	<i>V, Cr, Fe, Ge</i>
358.	<i>Zn</i>	<i>Fe</i>	<i>Be, Cd, Sn, Cu</i>
359.	<i>Ni</i>	<i>Sn</i>	<i>Sn, Pb, Ge, Bi</i>
360.	<i>Al</i>	<i>Mo</i>	<i>Zn, Cd, Fe, Ag</i>
361.	<i>Mn</i>	<i>Fe</i>	<i>Cu, Ag, Co, W</i>
362.	<i>Sn</i>	<i>Fe</i>	<i>Pb, Ni, Sb, Hg</i>
363.	<i>Cd</i>	<i>Sn</i>	<i>V, Mn, Ge, W</i>
364.	<i>Fe</i>	<i>Au</i>	<i>Cr, Sn, Hg, Co</i>
365.	<i>Bi</i>	<i>Fe</i>	<i>Cr, Pb, Cd, V</i>
366.	<i>Al</i>	<i>Cu</i>	<i>Mo, Bi, Be, Hg</i>
367.	<i>Pb</i>	<i>Ni</i>	<i>Zn, Cr, Cu, Fe</i>
368.	<i>Co</i>	<i>Cd</i>	<i>Ti, Cu, Pb, Cr</i>
369.	<i>V</i>	<i>Ni</i>	<i>Zn, Cr, Cu, W</i>
370.	<i>Ag</i>	<i>Bi</i>	<i>Fe, Zn, Au, Sn</i>
371.	<i>Re</i>	<i>W</i>	<i>Pd, Fe, Ni, Sn</i>
372.	<i>Ru</i>	<i>Sn</i>	<i>Pb, Ag, Co, V</i>
373.	<i>W</i>	<i>Ge</i>	<i>Sb, Zn, V, Cr</i>
374.	<i>Ge</i>	<i>Pb</i>	<i>V, Tl, Cu, Os</i>
375.	<i>Ga</i>	<i>Tl</i>	<i>Cr, Ti, Mn, W</i>

Завдання* однакові для номерів 376 – 400. У кожному завданні:

а) Визначити, який метал в парі $Me_1... - Me_2$ буде руйнуватися при контактній корозії в нейтральному середовищі. Дати повне пояснення з рівняннями.

б) У повітрі на металі утворюються оксидні плівки, плівки яких металів захищають метал від корозії, а які руйнують його. Дати повне пояснення з рівняннями.

<i>№ завдання</i>	<i>Метал в парі (Me₁-Me₂)</i>	<i>Завдання б) метали</i>
376.	<i>Ni - Cu</i>	<i>Al, Cd, Cu, Co, Fe</i>
377.	<i>Ag - Zn</i>	<i>Fe, Sn, Ni, Na, Ag</i>
378.	<i>Ru - Au</i>	<i>Pb, Mg, Fe, Mo, Cr</i>
379.	<i>Ni - Pb</i>	<i>Ni, Zn, Ti, Fe, Mg</i>
380.	<i>Co - Fe</i>	<i>Li, Pt, Bi, Ni, Zn</i>
381.	<i>Cu - Al</i>	<i>Ba, Mn, V, Bi, Pd</i>
382.	<i>Fe - Ni</i>	<i>Be, Na, W, Pb, Fe</i>
383.	<i>Sn - Sb</i>	<i>Ti, Al, Sn, Ge, Cu</i>
384.	<i>Zn - Bi</i>	<i>Co, Tl, Hg, Zn, La</i>
385.	<i>Cr - Co</i>	<i>Zn, Cd, La, Fe, Pb</i>
386.	<i>Ni - Mg</i>	<i>Bi, Al, Mn, Cd, Fe</i>
387.	<i>Pb - Zn</i>	<i>Au, Co, Cu, Mn, Zn</i>
388.	<i>Ti - Fe</i>	<i>Bi, Fe, Cr, Pb, Mo</i>
389.	<i>Fe - Co</i>	<i>Cd, Sn, W, Zn, Ti</i>
390.	<i>Ni - Cd</i>	<i>Mn, V, Be, Ge, Ni</i>
391.	<i>Co - Ag</i>	<i>Au, Cu, Fe, Co, Cr</i>
392.	<i>Ti - Ni</i>	<i>Be, Sn, V, Ag, Na</i>
393.	<i>Zn - Cd</i>	<i>Co, W, Pb, Al, K</i>
394.	<i>Au - Cu</i>	<i>Fe, Cd, Pb, Cr, Mn</i>
395.	<i>Pb - Mn</i>	<i>Cu, Zn, Pt, Sb, Ca</i>
396.	<i>Mn - Co</i>	<i>V, Al, Hg, Bi, W</i>
397.	<i>Ti - Cr</i>	<i>Ni, Zn, Pd, Mn, Fe</i>
398.	<i>Ge - Cd</i>	<i>Ba, V, Fe, Na, Ag</i>
399.	<i>Pb - Ag</i>	<i>Ti, Mo, Mg, Al, Co</i>
400.	<i>Cr - Zn</i>	<i>Na, Mn, Ge, Sn, Ag</i>

3 ОСНОВИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ

3.1 Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості

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.

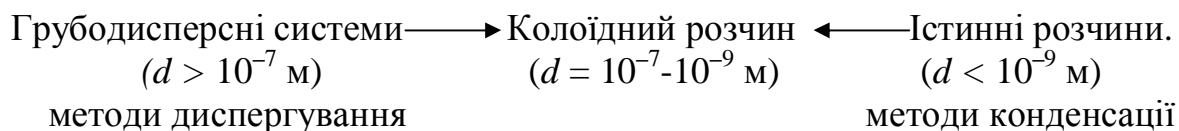
Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або *ступінь дисперсності*.

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:



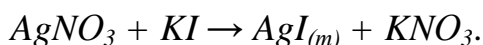
В окрему групу виділено метод одержання колоїдних розчинів за допомогою пептизації.

Конденсаційні методи. Ця група методів вигідна з енергетичної точки зору, адже укрупнення мікрочастинок шляхом об'єднання атомів або молекул під дією ван-дер-ваальсових сил відбувається без витрати енергії ззовні. Конденсаційні методи одержання колоїдних систем поділяють на фізичні та хімічні.

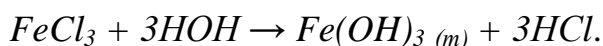
При одержанні золів методом хімічної конденсації *стабілізатором є одна з реагуючих речовин, що взята в надлишку*, або ним може бути електроліт, що утворюється внаслідок перебігу паралельної реакції.

- *Реакції подвійного обміну* дають змогу одержати золі малорозчинних сполук: сульфатів, карбонатів, сульфідів, фосфатів багатьох металів, галогенідів аргентуму, силікатної кислоти тощо.

Одержання золю аргентум йодиду. При змішуванні розведених розчинів аргентум нітрату та калій йодиду за умови, що один із реактивів є у надлишку, аргентум йодид не випаде в осад, а утворюється злегка каламутний колоїдний розчин (взятий у надлишку, є стабілізатором).



- *Реакцією гідролізу* одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. З цією метою розчин солі відповідного металу доливають до киплячої води. Наприклад, у гарячій воді гідроліз FeCl_3 відбувається до кінця:



Проте утворення осаду не спостерігається.

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

Диспергаційні методи. Крім конденсаційних, існують також диспергаційні методи одержання золів.

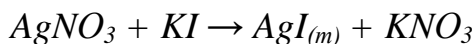
Суть методів зводиться до подрібнення крупніших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. При диспергуванні речовини витрачається робота на створення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії. Залежно від виду витраченої енергії, ці методи поділяють на механічні, електричні та акустичні.

Будова колоїдних частинок Коагуляція гідрофобних золів

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*: $(mAgI)$

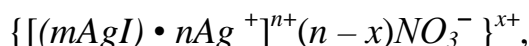
На поверхні агрегату, за правилом *Панета-Фаянса* вибірково адсорбуються (поглинаються) ті йони стабілізатора, які можуть добутовувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони (вони завжди є унадлишку) визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами*.

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

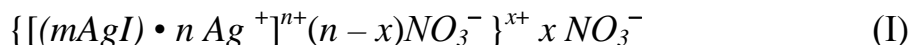
На поверхні агрегату $(mAgI)$ виникає позитивно заряджений шар з n йонів Ag^+ . Цю частинку називають *ядром*, записують таким чином: $[(mAgI) \cdot n Ag^+]$

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

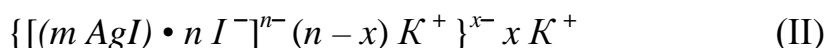
Частина протиіонів $(n - x)NO_3^-$, яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від ядра і утворює *адсорційний шар* протиіонів. Ядро разом з адсорційним шаром протиіонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається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

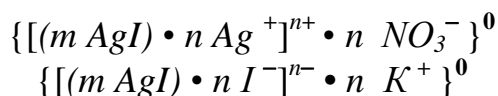


Якщо стабілізатором цього золю буде KI (надлишок) то одержимо:



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: $[(mAgI) \cdot nAg^+]^{n+}$ з міцели (I), K^+ з міцели (II).

До аноду (А+) будуть рухатися негативні частинки: $[(mAgI) \cdot nI^-]^{n-}$ 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.

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

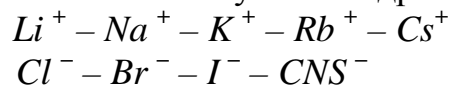
Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона (z) в шостій степені:

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

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 (катионів і аніонів) однакового заряду коагулююча активність зростає із зменшенням ступеня гідратації та збільшенням радіуса йона.



$\xrightarrow{\hspace{10em}}$
 зменшення ступеня гідратації,
 збільшення коагулюючої здатності

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

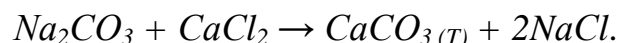
Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

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.*

3.2 Приклади розв'язання завдань

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

a) 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.*

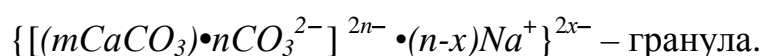
Основу колоїдних частинок золю складають молекули (мікрочастинки) малорозчинного $CaCO_{3(m)}$, сукупність яких (m молекул) утворює *агрегат: ($mCaCO_3$)*.

На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну

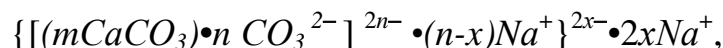
гратку твердої фази. Це *потенціалвизначальні йони* (ПВЙ). Якщо реакція відбувається за надлишку Na_2CO_3 , то на поверхні агрегату виникає негативно заряджений шар з n йонів CO_3^{2-} (потенціалвизначальні йони). Агрегат з ПВЙ, які увійшли до його складу, називають *ядром*:



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:

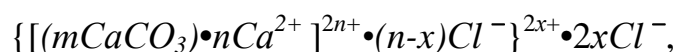


Решта x протийонів Na^+ , яка необхідна для повної компенсації утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому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



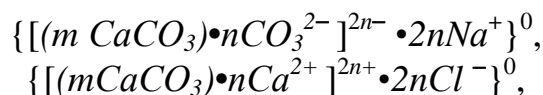
б) Схема будови колоїдних частинок з іншим стабілізатором.

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

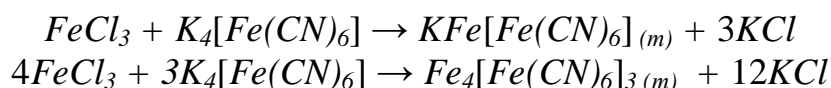


Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул.

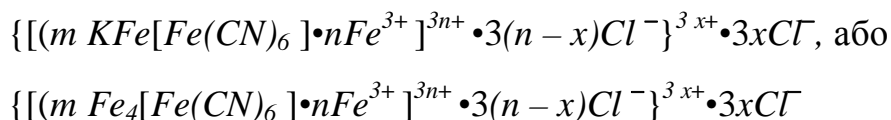
в) Міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, якщо концентрації електролітів рівні:



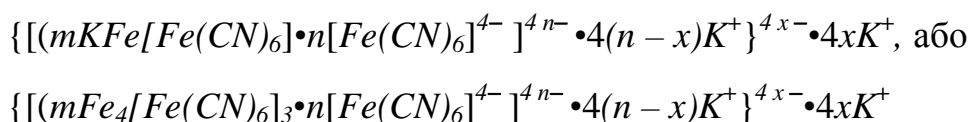
Приклад 2. Золь берлінської блакиті одержують в результаті реакції між розчинами солі $FeCl_3$ і калій гексаціаноферату (II) (жовтої кров'яної солі):



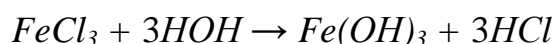
а) Стабілізатор - $FeCl_3$. За рахунок адсорбції на агрегаті йонів Fe^{3+} гранули мають позитивний заряд. Будова міцели:



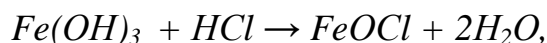
б) Стабілізатор - $K_4[Fe(CN)_6]$. Будова міцели, гранули якої мають негативний заряд, має такий вигляд :



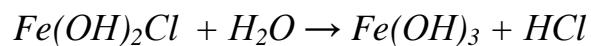
Приклад 3. Реакцією гідролізу одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. Наприклад, у гарячій воді гідроліз $FeCl_3$ відбувається до кінця:



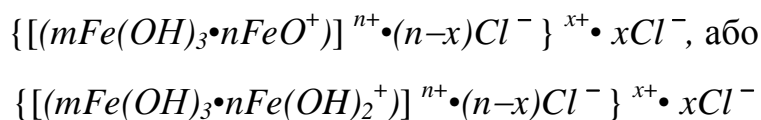
Утворення осаду не спостерігається. Під час перебігу допоміжної реакції



або з урахуванням III ступеня гідролізу

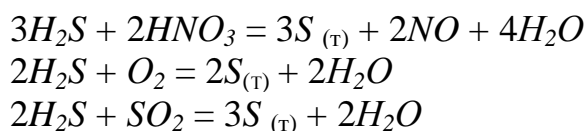


Утворюється електроліт $FeOCl$ або $Fe(OH)_2Cl$, який виконує функцію стабілізатора, будова міцели може бути такою:

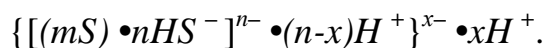


Приклад 4. Окисно-відновні реакції лежать в основі одержання золів сірки, благородних металів, манган діоксиду тощо.

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



Будова міцели золю сірки:



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

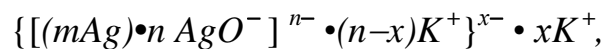
а) золь срібла (жовто-коричневого кольору)



Рівняння реакції утворення стабілізатора $KAgO$:



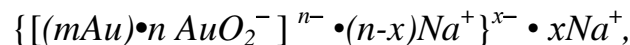
Будова міцели:



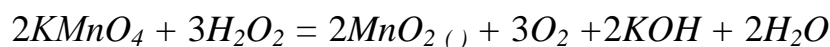
б) золь золота (червоного кольору)



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



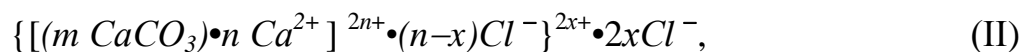
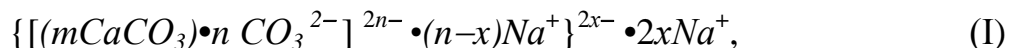
в) золь манган діоксиду (червоно-коричневого кольору), у надлишку $KMnO_4$



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

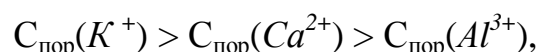
Приклад 5. До золю (приклад 1) вкажіть, які йони електролітів будуть викликати коагуляцію і де поріг коагуляції менший.

Записуємо умовну хімічну формулу міцел:



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

б) Коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд. Найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядні йони-коагулятори. Для (I) міцели:



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

Для (II) міцели:

$$C_{\text{пор}}(\text{Cl}^-) > C_{\text{пор}}(\text{SO}_4^{2-}) > C_{\text{пор}}(\text{PO}_4^{3-}),$$

це фосфати Na_3PO_4 , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ - гексоціаноферат(II), $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ - гексоціаноферат(III) – комплексні аніони тощо, а значення порогів коагуляції для 1-, 2-, 3-зарядних йонів відносяться як:

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

3.3 Завдання до виконання контрольної роботи

Умова* однакова для номерів **401 – 450**. До водного розчину речовини **А** повільно додали декілька крапель розчину речовини **Б**. Складіть рівняння хімічної реакції взаємодії речовин **А** та **Б** у молекулярній і йонних формах. Записати умовну хімічну формулу міцели та дати відповіді:

- яка речовина утворює частинки дисперсної фази;
- що таке агрегат;
- як утворюється ядро;
- які йони адсорбуються на поверхні ядра;
- що уявляють собою протийони;
- який заряд має колоїдна частинка – гранула;
- чим відрізняється дифузний шар, які частинки його утворюють;
- якій заряд має міцела.

№	А	Б	№	А	Б	№	А	Б
401.	H_2S	NiCl_3	418.	NaOH	FeCl_3	435.	NaBr	AgNO_3
402.	H_2SO_4	BaCl_2	419.	AgNO_3	NaI	436.	AsCl_3	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$
403.	AgNO_3	KBr	420.	Na_2S	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	437.	NaOH	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
404.	Na_2SO_4	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	421.	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	K_2S	438.	Na_2S	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
405.	FeCl_3	Na_2S	422.	KOH	ZnSO_4	439.	FeCl_2	NaOH
406.	NaI	AgNO_3	423.	H_2S	NiSO_4	440.	BaCl_2	K_2SO_4
407.	KOH	ZnCl_2	424.	AsCl_3	H_2S	441.	CaCl_2	Na_2CO_3
408.	CdCl_2	H_2S	425.	Na_2S	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$	442.	NiCl_2	K_2S
409.	ZnSO_4	KOH	426.	NaOH	MnSO_4	443.	H_2S	FeCl_3
410.	K_2SO_4	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	427.	H_2S	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	444.	KOH	ZnCl_2
411.	MnSO_4	Na_2S	428.	CdSO_4	K_3PO_4	445.	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	KOH
412.	FeCl_2	H_2S	429.	CoI_2	H_2CrO_4	446.	MnCl_2	K_2CO_3
413.	ZnSO_4	K_2CO_3	430.	AlCl_3	KOH	447.	NaOH	CrCl_3
414.	NiBr_2	K_3PO_4	431.	CuI_2	K_2CO_3	448.	SnI_2	H_2CrO_4
415.	KI	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	432.	AgNO_3	Na_2SiO_3	449.	KOH	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_2$
416.	MgCl_2	NH_4OH	433.	TiCl_4	NaOH	450.	AgNO_3	Na_3AsO_4
417.	HCl	Na_2SiO_3	434.	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	CuSO_4			

Умова* однакова для номерів 451 – 500. До водного розчину речовини А повільно додали декілька крапель розчину речовини Б.

Записати умовну хімічну формулу міцели та дати відповіді:

а) поясніть коагулюючу дію електролітів: $AlCl_3$, K_2CrO_4 , $MnSO_4$, K_3PO_4 ; зробіть необхідні розрахунки;

б) як поводить ся колоїдна система при електрофорезі?

в) вкажіть ізоелектричний стан системи.

№	А	Б	№	А	Б	№	А	Б
451.	$NiCl_3$	H_2S	468.	$FeCl_3$	$NaOH$	485.	$AgNO_3$	$NaBr$
452.	$BaCl_2$	H_2SO_4	469.	NaI	$AgNO_3$	486.	$(NH_4)_2S$	$AsCl_3$
453.	KBr	$AgNO_3$	470.	$Cu(NO_3)_2$	Na_2S	487.	$Fe(NO_3)_3$	$NaOH$
454.	$Pb(NO_3)_2$	Na_2SO_4	471.	K_2S	$Fe(NO_3)_3$	488.	$Cu(NO_3)_2$	Na_2S
455.	Na_2S	$FeCl_3$	472.	$ZnSO_4$	KOH	489.	$NaOH$	$FeCl_2$
456.	$AgNO_3$	NaI	473.	$NiSO_4$	H_2S	490.	K_2SO_4	$BaCl_2$
457.	$ZnCl_2$	KOH	474.	H_2S	$AsCl_3$	491.	Na_2CO_3	$CaCl_2$
458.	H_2S	$CdCl_2$	475.	$Cd(NO_3)_2$	Na_2S	492.	K_2S	$NiCl_2$
459.	KOH	$ZnSO_4$	476.	$MnSO_4$	$NaOH$	493.	$FeCl_3$	H_2S
460.	$Ba(NO_3)_2$	K_2SO_4	477.	$Pb(NO_3)_2$	H_2S	494.	$ZnCl_2$	KOH
461.	Na_2S	$MnSO_4$	478.	K_3PO_4	$CdSO_4$	495.	KOH	$Hg(NO_3)_2$
462.	H_2S	$FeCl_2$	479.	H_2CrO_4	CoI_2	496.	K_2CO_3	$MnCl_2$
463.	K_2CO_3	$ZnSO_4$	480.	KOH	$AlCl_3$	497.	$CrCl_3$	$NaOH$
464.	K_3PO_4	$NiBr_2$	481.	K_2CO_3	CuI_2	498.	H_2CrO_4	SnI_2
465.	$Hg(NO_3)_2$	KI	482.	Na_2SiO_3	$AgNO_3$	499.	$Bi(NO_3)_2$	KOH
466.	NH_4OH	$MgCl_2$	483.	$NaOH$	$TiCl_4$	500.	Na_3AsO_4	$AgNO_3$
467.	Na_2SiO_3	HCl	484.	$CuSO_4$	$(NH_4)_2S$			

ДОДАТКИ

Таблиця 1 – Стандартні електродні потенціали металів в водних розчинах при $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$

Електрод	Електродна реакція	ϕ^0 , В	Електрод	Електродна реакція	ϕ^0 , В
Li^+/Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,045	Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,136
Rb^+/Rb	$Rb^+ + \bar{e} = Rb$	-2,925	Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,126
K^+/K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,925	W^{3+}/W	$W^{3+} + 3\bar{e} = W$	-0,05
Cs^+/Cs	$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	-2,923	Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,036
Ra^{2+}/Ra	$Ra^{2+} + 2\bar{e} = Ra$	-2,916	H^+/H_2	$H^+ + \bar{e} = \frac{1}{2} H_2$	0,00
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	-2,906	Ge^{2+}/Ge	$Ge^{2+} + 2\bar{e} = Ge$	+0,01
S_2^{2+}/S_2	$S_2^{2+} + 2\bar{e} = S_2$	-2,89	Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3\bar{e} = Sb$	+0,20
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	-2,866	Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	+0,23
Na^+/Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,714	Re^{3+}/Re	$Re^{3+} + 3\bar{e} = Re$	+0,3
La^{3+}/La	$La^{3+} + 3\bar{e} = La$	-2,522	Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	+0,337
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,363	O_2/OH^-	$\frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2\bar{e} = 2OH^-$	+0,401
Be^{2+}/Be	$Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	-1,847	Te^{2+}/Te	$Te^{2+} + 2\bar{e} = Te$	+0,402
Hf^{4+}/Hf	$Hf^{4+} + 4\bar{e} = Hf$	-1,700	Ru^{2+}/Ru	$Ru^{2+} + 2\bar{e} = Ru$	+0,45
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,662	Cu^+/Cu	$Cu^+ + \bar{e} = Cu$	+0,521
Ti^{2+}/Ti	$Ti^{2+} + 2\bar{e} = Ti$	-1,628	I_2/I^-	$\frac{1}{2} I_2 + \bar{e} = I^-$	+0,535
V^{2+}/V	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,186	$Hg_2^{2+}/2Hg$	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} = 2Hg$	+0,798
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,180	Ag^+/Ag	$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	+0,799
Cr^{2+}/Cr	$Cr^{2+} + 2\bar{e} = Cr$	-0,913	Rh^{3+}/Rh	$Rh^{3+} + 3\bar{e} = Rh$	+0,8
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,763	Os^{2+}/Os	$Os^{2+} + 2\bar{e} = Os$	+0,85
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,744	Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	+0,854
Ga^{3+}/Ga	$Ga^{3+} + 3\bar{e} = Ga$	-0,53	Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2\bar{e} = Pd$	+0,987
S^0/S^{2-}	$S^0 + 2\bar{e} = S^{2-}$	-0,51	Br_2/Br^-	$\frac{1}{2} Br_2 + \bar{e} = Br^-$	+1,065
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,440	Ir^{3+}/Ir	$Ir^{3+} + 3\bar{e} = Ir$	+1,15
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,403	Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	+1,2
Tl^+/Tl	$Tl^+ + \bar{e} = Tl$	-0,336	Cl_2/Cl^-	$\frac{1}{2} Cl_2 + \bar{e} = Cl^-$	+1,359
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,277	Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	+1,498
V^{3+}/V^{2+}	$V^{3+} + \bar{e} = V^{2+}$	-0,255	Au^+/Au	$Au^+ + \bar{e} = Au$	+1,691
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,250	H_2/H^-	$\frac{1}{2} H_2 + \bar{e} = H^-$	+2,2
Mo^{3+}/Mo	$Mo^{3+} + 3\bar{e} = Mo$	-0,20	F_2/F^-	$\frac{1}{2} F_2 + \bar{e} = F^-$	+2,87

Таблиця 2 – Стандартні електродні потенціали деяких ОВР у водних розчинах

Електрод	Рівняння процесу	ϕ^0 , В
AsO_3^- / AsO_2^-	$AsO_3^- + 2\bar{e} + 2H^+ = AsO_2^- + H_2O$	0,56
$Br_{2(p)} / 2Br^-$	$Br_2 + 2\bar{e} = 2Br^-$	1,07
$2CO_{2(r)} / H_2C_2O_{4(r)}$	$2CO_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2C_2O_4$	-0,49
$Cl_{2(r)} / 2Cl^-$	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$	1,36
ClO^- / Cl^-	$ClO^- + 2\bar{e} + H_2O = Cl^- + 2OH^-$	0,89
ClO^- / Cl^-	$ClO^- + 2\bar{e} + 2H^+ = Cl^- + H_2O$	1,49
ClO_2^- / ClO^-	$ClO_2^- + 2\bar{e} + H_2O = ClO^- + 2OH^-$	0,66
ClO_2 / ClO_2^-	$ClO_2 + \bar{e} = ClO_2^-$	1,16
$2ClO_3^- / Cl_{2(r)}$	$2ClO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = Cl_2 + 6H_2O$	1,47
ClO_3^- / Cl^-	$ClO_3^- + 6\bar{e} + 6H^+ = Cl^- + 3H_2O$	1,45
ClO_3^- / ClO_2^-	$ClO_3^- + 2\bar{e} + H_2O = ClO_2^- + 2OH^-$	0,33
ClO_4^- / Cl^-	$ClO_4^- + 8\bar{e} + 8H^+ = Cl^- + 4H_2O$	1,39
ClO_4^- / ClO_3^-	$ClO_4^- + 2\bar{e} + 2H^+ = ClO_3^- + H_2O$	1,19
ClO_4^- / ClO_3^-	$ClO_4^- + 2\bar{e} + H_2O = ClO_3^- + 2OH^-$	0,36
$HClO / Cl_2$	$HClO + \bar{e} + H^+ = \frac{1}{2} Cl_2 + H_2O$	1,63
$HClO_2 / HClO$	$HClO_2 + 2\bar{e} + 2H^+ = HClO + H_2O$	1,64
Co^{3+} / Co^{2+}	$Co^{3+} + \bar{e} = Co^{2+}$	2,07
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-} + 6\bar{e} + 14H^+ = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33
Cr^{3+} / Cr^{2+}	$Cr^{3+} + \bar{e} = Cr^{2+}$	-0,41
CrO_4^{2-} / CrO_2^-	$CrO_4^{2-} + 3\bar{e} + 2H_2O = CrO_2^- + 4OH^-$	-0,13
Cu^{2+} / Cu^+	$Cu^{2+} + \bar{e} = Cu^+$	0,16
$F_{2(r)} / 2F^-$	$F_2 + 2\bar{e} = 2F^-$	2,87
Fe^{3+} / Fe^{2+}	$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$	0,77
$H_{2(r)} / 2H^-$	$H_2 + 2\bar{e} = 2H^-$	+2,25
$H_2O_{2(p)} / 2OH^-$	$H_2O_2 + 2\bar{e} = 2OH^-$	-0,28
$H_2O_{2(p)} / 2H_2O$	$H_2O_2 + 2\bar{e} + 2H^+ = 2H_2O$	1,78
$I_{2(тв)} / 2I^-$	$I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$	0,54
IO_3^- / I^-	$IO_3^- + 6\bar{e} + 6H^+ = I^- + 3H_2O$	1,09
IO_3^- / I_2	$2IO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = I_2 + 6H_2O$	1,19
$MnO_{2(тв)} / Mn^{2+}$	$MnO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
$MnO_4^- / MnO_{2(тв)}$	$MnO_4^- + 3\bar{e} + 4H^+ = MnO_2 + 2H_2O$	1,695
MnO_4^- / MnO_4^{2-}	$MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$	0,54
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- + 5\bar{e} + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$MnO_4^- / MnO_{2(тв)}$	$MnO_4^- + 3\bar{e} + 2H_2O = MnO_2 + 4OH^-$	0,59
$N_2O_{4(r)} / NO_2^-$	$N_2O_4 + 2\bar{e} = 2NO_2^-$	1,07
$NO_2^- / NO_{(r)}$	$NO_2^- + \bar{e} + 2H^+ = NO + H_2O$	1,0

$2NO_3^- / N_{2(g)}$	$2NO_3^- + 10\bar{e} + 12H^+ = N_2 + 6H_2O$	1,24
NO_3^- / NO	$NO_3^- + 3\bar{e} + 2H_2O = NO + 4OH^-$	-0,14
$NO_3^- / NO_{(r)}$	$NO_3^- + 3\bar{e} + 4H^+ = NO + 2H_2O$	0,96
NO_3^- / NO_2	$NO_3^- + \bar{e} + 2H^+ = NO_2 + H_2O$	0,84
NO_3^- / HNO_2	$NO_3^- + 2\bar{e} + 3H^+ = HNO_2 + H_2O$	0,94
NO_3^- / NO_2^-	$NO_3^- + 2\bar{e} + 2H^+ = NO_2^- + H_2O$	0,94
$O_{2(r)} / H_2O_{2(p)}$	$O_2 + 2\bar{e} + 2H^+ = H_2O_2$	0,68
$O_{2(r)} / H_2O_{2(p)}$	$O_2 + 2\bar{e} + 2H_2O = H_2O_2 + 2OH^-$	-1,37
$O_{2(r)} / 4OH^-$	$O_2 + 4\bar{e} + 2H^+ = 4OH^-$	0,40
$O_{2(r)} / 2H_2O$	$O_2 + 4\bar{e} + 4H^+ = 2H_2O$	1,23
$O_3(r) / O_{2(r)}$	$O_3 + 2\bar{e} + 2H^+ = O_2 + H_2O$	2,07
$O_3(r) / O_{2(r)}$	$O_3 + 2\bar{e} + H_2O = O_2 + 2OH^-$	1,24
$Pb^{2+} / PbO_{2(TB)}$	$Pb^{2+} + 2\bar{e} + 2H_2O = PbO_2 + 4H^+$	1,12
$PbO_{2(TB)} / PbSO_{4(TB)}$	$PbO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ + 2SO_4^{2-} = PbSO_4 + 2H_2O$	1,685
$PbO_{2(TB)} / Pb^{2+}$	$PbO_2 + 2\bar{e} + 4H^+ = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,455
$S_{(TB)} / H_2S_{(r)}$	$S + 2\bar{e} + 2H^+ = H_2S$	0,14
$S_{(TB)} / S^{2-}$	$S + 2\bar{e} = S^{2-}$	-0,45
$S_2O_8^{2-} / 2SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} + 2\bar{e} = 2SO_4^{2-}$	2,01
SO_3^{2-} / S	$SO_3^{2-} + 4\bar{e} + 6H^+ = S + 3H_2O$	0,50
SO_4^{2-} / S^{2-}	$SO_4^{2-} + 8\bar{e} + 8H^+ = S^{2-} + 4H_2O$	0,15
SO_4^{2-} / SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + 2\bar{e} + 2H^+ = SO_3^{2-} + H_2O$	0,20
SO_4^{2-} / SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + 2\bar{e} + H_2O = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
Tl^{3+} / Tl^+	$Tl^{3+} + 2\bar{e} = Tl^+$	1,25
Sn^{4+} / Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2\bar{e} = Sn^{2+}$	0,15
BiO_3^- / Bi^{3+}	$BiO_3^- + 2\bar{e} + 6H^+ = Bi^{3+} + 3H_2O$	1,80

Таблиця 3

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																											
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																			
1	H Гідроген Водень 1,0079													He Гелій 4,0026	Протонне число (порядковий номер)												
2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,0122	B Бор 10,811	C Карбон Вуглець 12,011	N Нітроген Азот 14,007	O Оксиген Кисень 15,999	F Флуор Фтор 18,998	Ne Неон 20,179																			
3	Na Натрій 22,990	Mg Магній 24,305	Al Алюміній 26,982	Si Силіцій 28,086	P Фосфор 30,974	S Сульфур Сірка 32,066	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948																			
4	K Калій 39,098	Ca Кальцій 40,078	21 44,956	Sc Скандій 44,956	22 47,88	Ti Титан 47,88	23 50,942	V Ванадій 50,942	24 51,996	Cr Хром 51,996	25 54,938	Mn Манган 54,938	26 55,847	Fe Ферум Залізо 55,847	27 58,933	Co Кобальт 58,933	28 58,69	Ni Нікол Нікель 58,69									
	29 63,546	Cu Купрум Мідь 63,546	30 65,39	Zn Цинк 65,39	31 69,723	Ga Галій 69,723	32 72,59	Ge Германій 72,59	33 74,922	As Арсен 74,922	34 78,904	Se Селен 78,904	35 79,904	Br Бром 79,904	36 83,80	Kr Криптон 83,80											
5	37 85,468	Rb Рубідій 85,468	38 87,62	Sr Стронцій 87,62	39 88,906	Y Ітрій 88,906	40 91,224	Zr Цирконій 91,224	41 92,906	Nb Ніобій 92,906	42 95,94	Mo Молибден 95,94	43 [99]	Tc Технецій [99]	44 101,07	Ru Рутеній 101,07	45 102,91	Rh Родій 102,91	46 106,42	Pd Паладій 106,42							
	47 107,87	Ag Аргентум Срібло 107,87	48 112,41	Cd Кадмій 112,41	49 114,82	In Індій 114,82	50 118,71	Sn Станум Олово, цина 118,71	51 121,75	Sb Стибій 121,75	52 127,60	Te Телур 127,60	53 126,90	I Іод Йод 126,90	54 131,29	Xe Ксенон 131,29											
6	55 132,91	Cs Цезій 132,91	56 137,33	Ba Барій 137,33	57 138,91	*La Лантан 138,91	72 178,49	Hf Гафній 178,49	73 180,95	Ta Тантал 180,95	74 183,85	W Вольфрам 183,85	75 186,21	Re Реній 186,21	76 190,2	Os Осмій 190,2	77 192,22	Ir Іридій 192,22	78 195,08	Pt Платина 195,08							
	79 196,97	Au Аурум Золото 196,97	80 200,59	Hg Меркурій Ртуть 200,59	81 204,38	Tl Талій 204,38	82 207,2	Pb Плюмбум Свинець, оливо 207,2	83 208,98	Bi Бісмут 208,98	84 [209]	Po Полоній [209]	85 [210]	At Астат [210]	86 [222]	Rn Радон [222]											
7	87 [223]	Fr Францій [223]	88 226,03	Ra Радій 226,03	89 [227]	**Ac Активій [227]	104 [261]	Db Дубній [261]	105 [262]	Jl Джоліотій [262]	106 [263]	Rf Резерфордій [263]	107 [262]	Bh Борій [262]	108 [265]	Hn Ганій [265]	109 [266]	Mt Майтнерій [266]	110 58,69	Uun Унунній 58,69							
* Лантаноїди																											
58 140,12	Ce Церій 140,12	59 140,91	Pr Празеодим 140,91	60 144,24	Nd Неодим 144,24	61 [147]	Pm Прометій [147]	62 150,36	Sm Самарій 150,36	63 151,96	Eu Європій 151,96	64 157,25	Gd Гадоліній 157,25	65 158,93	Tb Тербій 158,93	66 162,50	Dy Диспрозій 162,50	67 164,93	Ho Гольмій 164,93	68 167,26	Er Ербій 167,26	69 168,93	Tm Тулій 168,93	70 173,04	Yb Ітербій 173,04	71 174,97	Lu Лютецій 174,97
** Актиноїди																											
90 238,04	Th Торій 238,04	91 [231]	Pa Протактиній [231]	92 238,03	U Уран 238,03	93 [237]	Np Нептуній [237]	94 [244]	Pu Плутоній [244]	95 [243]	Am Америцій [243]	96 [247]	Cm Кюрій [247]	97 [247]	Bk Берклій [247]	98 [251]	Cf Каліфорній [251]	99 [252]	Es Ейнштейній [252]	100 [257]	Fm Фермій [257]	101 [258]	Md Менделєвій [258]	102 [259]	No Нобелій [259]	103 [260]	Lr Лоуренсій [260]

Таблиця 4 – Таблиця розчинності 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 ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	P	H	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	-	-	-

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Навчально-методичне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО СРС ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ №2
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ІІ КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ

Укладачі: Герасименко Г.І, доц., к.х.н.; Шепеліна С.І., асистент.

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