

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів з дисципліни
«ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

Одеса – 2017

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів з дисципліни
«ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»**

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

**«Затверджено»
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
протокол № 10 від 20 червня 2017р.**

Одеса - 2017

Методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів з дисципліни «Загальна хімія». спеціальність: 103 «Науки про Землю». Рівень вищої освіти: бакалавр

Укладач: Шепеліна С.І., асистент кафедри хімії навколишнього середовища. – Одеса, ОДЕКУ, 2017. – 133 с.

ЗМІСТ

	с.
1. Загальна частина.....	5
1.1 Мета і завдання дисципліни	5
1.2 Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт	6
1.2.1 Перелік тем лекційного курсу	6
1.2.2 Перелік тем лабораторних занять	8
1.3 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Загальна хімія».	9
1.4 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Загальна хімія».....	10
1.5 Перелік і графік заходів поточного та підсумкового контролю знань, вмінь студентів	12
2. Організація самостійної роботи з виконання завдань для СРС.....	13
2.1 Перелік завдань на СРС з дисципліни «Загальна хімія».....	14
2.2 Перелік питань та поради щодо їх самостійного вивчення з посиланням на відповідну літературу	16
2.2.1 Підготовка до ЗМ-Л1	16
2.2.2 Підготовка до ЗМ-Л2	20
2.2.3 Повчання до підготовки лабораторних робіт	25
2.2.4 Повчання до виконання індивідуального домашнього завдання	26
Індивідуальні завдання для самостійної роботи студентів	28
3. Організація контролю знань та вмінь студентів	34
4. Методика оцінки всіх видів підготовки студентів	35
5. Наукова робота студентів	38
6. Повчання до самостійної підготовки теоретичного та практичного матеріалу	41
6.1 До змістовного модуля ЗМ-Л1.....	41
6.1.1 Приклади розв'язання завдань до теми «Поняття, закони хімії та їх визначення».....	43
6.1.2 Приклади розв'язання завдань до теми «Будова атома».....	55
6.1.3 Приклади розв'язання завдань до теми «Хімічний зв'язок та комплексні сполуки».....	65
6.1.4 Приклади розв'язання завдань до теми «Закономірності	

перебігу хімічних реакцій».....	68
6.1.5 Приклади розв'язання завдань до теми «Розчини».....	73
6.2 До змістовного модуля ЗМ-Л2.....	82
6.2.1 Приклади розв'язання завдань до теми «Окисно-відновні реакції».....	87
6.2.2 Приклади розв'язання завдань до теми «Основи електрохімії»	98
6.2.3 Приклади розв'язання завдань до теми «Основи колоїдної хімії».....	114
Додатки.....	122

1 Загальна частина

1.1 Мета та завдання дисципліни

Дисципліна «Загальна хімія» належить до фундаментального циклу підготовки, є загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів за спеціальністю 103 «Науки про Землю».

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

Хімія належить до природничих наук, яка вивчає навколишній світ з усім багатством його різних форм і різноманітністю явищ, які в ньому постійно відбуваються.

Рух, як безперервна зміна, властивий матерії в цілому і кожній найдрібнішій її частинці зокрема. Форми руху матерії різноманітні. Так, механічний рух переходить у тепловий, тепловий – у хімічний, хімічний – в електричний і т. ін. Явища, за яких з одних речовин утворюються інші, називаються хімічними. Такі явища вивчає хімія – наука про перетворення речовин. Хімічні процеси завжди супроводжуються фізичними і біологічними змінами у навколишньому середовищі.

Загальна хімія є фундаментальною наукою. Курс «Загальна хімія» повинен надати базові знання з хімії, а також навчити студентів виконувати необхідні розрахунки та дослідження, працювати зі спеціалізованою літературою, яка надає необхідні знання про хімічний та екологічний стан довкілля. Прийоми роботи з науковою інформацією та навички користування довідковою літературою також входять до завдання дисципліни. Практична значущість дисципліни складається з уміння застосовувати отримані знання та вміння у практичній роботі.

Мета дисципліни – формування у студентів уявлення про основи загальної і колоїдної хімії, розуміння та знання хімічних закономірностей, хімічної будови речовин, фізико-хімічних властивостей дисперсних систем, закономірностей їх утворення та руйнування. Важливим є набування у майбутніх фахівців сучасного світогляду з новим підходом – розглядом природи на рівні існування, взаємозв'язку і взаємозумовленості живого світу та неорганічної матерії.

Завдання і структура дисципліни

1. Засвоєння фундаментальних законів природознавства та основних законів хімії.

2. Засвоєння знань про хімічну будову речовин.
3. Сучасне уявлення про закономірності хімічних процесів та їх енергетику.
4. Знання основних властивостей молекулярних розчинів і розчинів електролітів.
5. Засвоєння основ електрохімії.
6. Знання основ колоїдної хімії.
7. Перетворення хімічних знань у навички під час лабораторних занять.

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

Здобуті знання будуть надалі використовуватися при вивченні фахових дисциплін: «Гідрохімія річкових та морських вод», «Гідрохімія поверхневих і підземних вод». Студенти повинні отримати знання, які нададуть змогу їм грамотно засвоїти дисципліни за спеціальностями: метеорологія, гідрологія, океанологія.

Загальна хімія вивчає теоретичні основи системи знань про речовину і хімічні перетворення. Загальна хімія складається з чотирьох фундаментальних вчень: напрямленість хімічних процесів (хімічна термодинаміка) та їх швидкість (хімічна кінетика), теорія будови речовини, періодичність зміни властивостей елементів та їхніх сполук.

Сучасна хімія нерозривно пов'язана з фізичними уявленнями про будову атома і молекули. Основними методами хімічних досліджень нині є:

термодинамічний, який дає змогу передбачити принципову можливість перебігу реакції і визначає умови рівноваги;

структурний, що дає змогу встановити внутрішню будову кристалів і молекул;

квантово-хімічний, що пов'язує фізичну природу атомів і молекул з їхніми властивостями.

1.2 Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт

1.2.1 До лекційного курсу входять такі розділи, які містять вказані теми

1. **Основні поняття і закони хімії:** Основи атомно-молекулярного вчення, хімічний елемент і проста речовина, атом, молекула, кількість речовини, молярна маса, число Авогадро; закон збереження маси, закон сталості складу, закон кратних відношень, закон еквівалентів.
2. **Хімічна будова речовини:** Моделі атома, хвильова природа електрона; рівняння Шредінгера; квантові числа, їх фізичний зміст; будова багатоелектронних атомів, принцип Паулі, правило Хунда, два

правила Клечковського; Періодичний закон Д.І. Менделєєва, періодична зміна властивостей хімічних елементів відповідно електронної будови атома.

3. **Типи хімічного зв'язку:** Умови виникнення хімічного зв'язку; ковалентний зв'язок та його властивості, механізм утворення, напрямленість та насиченість; гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул; донорно-акцепторний, йонний, металевий та водневий хімічні зв'язки. Міжмолекулярна взаємодія, сили Ван-дер-Вальса. Типи кристалічних ґраток, агрегатний стан речовини.
4. **Кінетика та енергетика хімічних реакцій:** Хімічна термодинаміка, внутрішня енергія та ентальпія; перший закон термодинаміки, термохімія, термохімічні рівняння та розрахунки за законом Гесса; значення стандартних термодинамічних функцій; другий закон термодинаміки, ентропія, зміна ентропії в деяких фізичних і хімічних процесах; термодинамічні потенціали, критерії самочинного перебігу хімічних реакцій. Швидкість хімічних реакцій, закон дії мас, правило Вант-Гоффа, температурний коефіцієнт швидкості реакції; хімічна рівновага, константа хімічної рівноваги, принцип Ле-Шательє. Вплив концентрації, тиску, температури на стан рівноваги; константа хімічної рівноваги та її зв'язок зі зміною значення енергії Гіббса.
5. **Розчини електролітів та неелектролітів:** Вода, як розчинник; фізичні та хімічні властивості води. Характеристика розчинів та способи вираження їхнього складу; розчинність твердих речовин та газів, закон Генрі, закони Дальтона. Розчини електролітів, електролітична дисоціація сильних і слабких електролітів, визначення кислот і основ за теорією С. Арреніуса; сильні електроліти, ізотонічний коефіцієнт, активність йонів; слабкі електроліти, закон розбавлення В. Оствальда; зв'язок константи дисоціації з силою електролітів. Рівновага в гетерогенних системах, константа рівноваги, добуток розчинності малорозчинних електролітів; визначення розчинності; утворення і розчинення осадів; напрямки хімічних процесів з утворенням слабкіших електролітів або нерозчинних сполук.
6. **Окисно-відновні реакції:** Основні положення теорії окисно-відновних реакцій, поняття ступені окиснення, процеси окиснення та відновлення; складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу та йонно-електронним методом (методом напівреакцій); кількісні характеристики і спрямованість окисно-відновних реакцій.

7. **Гальванічні елементи. Електроліз:** Електродний потенціал, стандартні електродні потенціали деяких електродів, рівняння Нернста; електрохімічний (гальванічний) елемент, елемент Якобі-Даніеля, кількісна характеристика електрохімічного елемента – електрорушійна сила. Електроліз водних розчинів електролітів та розплавів, інертні та розчинні аноди; послідовність анодного та катодного процесів за значенням стандартних електродних потенціалів; Закони Фарадея та розрахунки за ними.
8. Корозія металів. Види корозії, їх особливості; електрохімічна корозія, воднева та киснева деполяризації, Існування корозійних мікро- і макрогальванічних елементів; вплив різних факторів на корозію металів; протекторний захист, пасивація металів; методи захисту металів від корозії.
9. Гетерогенні колоїдні системи, їхні види та властивості: Загальні характеристики дисперсних систем, гетерогенність (багатофазовість) та ступінь дисперсності, зміна питомої поверхні при подрібненні; класифікація: за ступенем дисперсності, за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища, за між фазовою взаємодією.
10. **Сорбція. Види адсорбції.** Поверхневі явища та їх класифікація, поверхневий натяг, адсорбція; поверхнево-активні, поверхнево-неактивні, поверхнево-індіферентні речовини; рівняння адсорбції Гіббса, правило Дюкло-Траубе, рівняння адсорбції Ленгмюра.
11. **Міцели. Коагуляція.** Методи одержання колоїдно-дисперсних систем, будова колоїдних частинок; правило Панета-Фаянса, стабілізація золь, гідрофільні та гідрофобні золі; Електрофорез та електроосмос. Види стійкості дисперсних систем: кінетична (седиментаційна) та агрегативна стійкості, чинники стійкості; коагуляція, поріг коагуляції або критична концентрація, коагулюючі здатність; закономірність Гарді, правила Шульце та Траубе..

1.2.2 Перелік тем лабораторних занять

Лабораторна робота № 1. Техніка безпеки. Класи неорганічних речовин.

Лабораторна робота № 2. Визначення молярної маси еквівалента речовини.

Лабораторна робота № 3. Визначення теплоти хімічних реакцій.

Лабораторна робота № 4. Вплив різних факторів на швидкість реакцій. Рівновага.

Лабораторна робота № 5. Гідроліз солей

Лабораторна робота № 6 Рівняння окисно-відновних реакцій.

Лабораторна робота № 7

Визначення порогу коагуляції колоїдного розчину.

1.3 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Загальна хімія»

ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. / Київ.: Перун, 2004. 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие для вузов. / М.: КНОРУС, 2011. 752 с.
3. Мітрясова О.П. Загальна хімія. Хімія докільця. / 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. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. Підручник для студентів природничих факультетів пед. інститутів. / Київ: Вища шк., 1971. 284 с.
7. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. / М.: Химия, 1978. 482 с.
8. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Основні поняття та закони хімії. Методичні вказівки / Одеса, ОДЕКУ, 2002. 60 с.
9. Герасименко Г.І. Хімічна будова речовини. Збірник методичних вказівок / Одеса, ОДЕКУ, 2001. 50 с.
10. Зінченко В.Ф., Федорова Г.В., Костік В.В., Шевченко В.Ф. Загальна, колоїдна і неорганічна хімія. Конспект лекцій / Одеса, ТЕС, 2004. 134 с.
11. Герасименко Г.І. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до практичних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006. 51 с.

12. 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.
13. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2006. 75 с.
14. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт / Одеса, ОДЕКУ, 2002. 81 с.
15. www.library-odeku.16mb.com

Додаткова

16. Хомченко Г.П. Химия И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы / М.: Высш. шк., 1989. 238 с.
17. Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия для студентов подготовительных факультетов вузов. / М.: «Высш. Школа», 1990. 399 с.
18. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П., та ін. Загальна хімія: Навчальний посібник для студентів хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей. / Київ.: ІЗМН, 1997. 392 с.

1.4 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Загальна хімія»

Розуміння закономірностей процесів у довкіллі, вміння їх аналізувати і прогнозувати, вирішувати проблеми які з цим пов'язані, вказує на практичне засвоєння дисципліни.

В результаті вивчення дисципліни «Загальна хімія» на I курсі студенти повинні **знати:**

- класифікація хімічних сполук за основними класами;
- теоретичні основи будови атомів елементів;
- періодичний закон та структура періодичної системи Д.І. Менделєєва;
- хімічний зв'язок та будова молекул;
- енергетика хімічних процесів;
- закономірності перебігу хімічних процесів;
- швидкість хімічних реакцій та фактори, що впливають на неї;

- хімічна рівновага та її зміщення;
- властивості розчинів неелектролітів та електролітів;
- способи вираження концентрації розчинів;
- електролітична дисоціація електролітів;
- електролітична дисоціація води, водневий показник;
- йонні реакції в розчинах;
- гідроліз солей;
- електрохімічні процеси; гальванічні елементи, електроліз, корозія та методи її усунення;
- окисно-відновні процеси, поняття про ступінь окиснення та її зміну;
- складання окисно-відновних рівнянь;
- напрямок перебігу окисно-відновних реакцій;
- фізико-хімія дисперсних систем;
- фізико-хімія поверхневих явищ, поверхневий натяг;
- адсорбційна рівновага та процеси на мережах поділу фаз;
- основні поняття про колоїдний стан речовин, колоїдні розчини, їх властивості, стійкість, коагуляцію.

Вміння, якими мають оволодіти студенти:

- застосування правил безпеки роботи;
- одержання навичок роботи з лабораторними приладами, хімічними реактивами, технохімічними терезами;
- отримання результатів хімічних досліджень в лабораторії та їх аналіз;
- вести розрахунки за хімічними формулами; вести визначення хімічних формул сполук;
- вести розрахунки за газовими законами, рівняннями Менделєєва-Клапейрона, законом еквівалентів;
- визначати молярні маси еквівалентів елементів та їх сполук.
- класифікувати неорганічні сполуки;
- визначати характерні ступені окиснення елементів та характер їх сполук;
- визначати типи хімічних зв'язків та просторову конфігурацію молекул;
- визначати теплоти хімічних реакцій та теплоти утворення сполук;
- визначати зміну при хімічних реакціях термодинамічних функцій стану системи: ентальпії, ентропії, енергії Гіббса;
- визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямок хімічних процесів;
- виконувати термохімічні розрахунки.
- визначати швидкість хімічних реакцій;

- виявляти характер впливу різних факторів на швидкість хімічних реакцій;
- враховувати зовнішні фактори на зміщення хімічної рівноваги;
- впливати на зміщення хімічної рівноваги;
- виготовлення розчинів певної концентрації;
- експериментально визначити концентрації розчинів; вести розрахунки та перерахунки концентрацій розчинів;
- дослідити взаємодію солей з водою, визначити рН середовища;
- розв'язувати розрахункові завдання;
- складати окисно-відновні рівняння;
- записувати умовну хімічну формулу частинки дисперсної фази – міцели;
- мати уявлення про стійкість і коагуляцію колоїдних систем;

1.5 Перелік і графік заходів поточного та підсумкового контролю знань, вмінь студентів

Організацію навчання для бакалаврів з денної форми навчання здійснюється за «Положенням про організацію освітнього процесу в Одеському державному екологічному університеті» нова редакція якого з 25.11.2016, наказ № 325 від 25.11.2016, регламентує головні правові та організаційні принципи здійснення освітнього процесу.

Організація контролю знань студентів здійснюється на основі «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів ОДЕКУ», наказ № 97 від 06 травня 2015 р., «Положення про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ», наказ № 125 від 29 травня 2015 р.

Контроль успішності навчання студента здійснюється з використанням методів і засобів, що визначаються Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів ОДЕКУ. Академічні успіхи студента визначаються за допомогою системи оцінювання, яка використовується в університеті, з обов'язковим переведенням оцінок до шкали ЄКТАС. Проведення поточного та підсумкового модульного контролю здійснюється під безпосереднім керівництвом викладача, який читає лекції. Оцінювання знань студентів відбувається на протязі всього семестру за виконані роботи, заплановані індивідуальним навчальним планом та програмою дисципліни (змістового модуля) і включає:

- усне опитування на лабораторних заняттях і контроль виконання домашніх розрахункових завдань;
- захист лабораторних робіт, експериментальна основа яких використовується в аналізі й контролі об'єктів навколишнього середовища;

- контрольні роботи з 2-ох лекційних і 2-ох практичних модулів, які виконуються у вигляді контрольних аудиторних і домашніх робіт з окремих розділів лекційного матеріалу та теоретичної підготовки лабораторних робіт протягом семестру згідно з графіком;
- дві атестації (7-ий та 14-ий тиждень семестру).

Графік контролюючих заходів з дисципліни «Загальна хімія»

Загальний обсяг навчального часу, що припадає на вивчення дисципліни «Загальна хімія» визначається освітньо-професійною програмою бакалавра.

Номер тижня	Контрольний показник та вигляд занять, на яких буде проведено контроль		
	Теоретична частина	Практична частина	
		Практичні заняття	Лабораторні заняття
1 – 2	УО	-	УО
3 – 4	УО	-	УО, ЗЛР
5 – 6	ТКР	-	УО, ЗЛР
6 - 7	УО	-	УО, ЗЛР
7	Ат.1	-	
7 – 8	УО	-	УО, ЗЛР
9 - 10	УО	-	УО, ЗЛР
11 – 12	УО	-	УО, ЗЛР
13 – 14	ТКР, ПДІЗ	-	ТКР
	Ат.2	-	
15	УО	-	УО, ЗЛР
Сесія	Іспит		

Умовні позначки: Ат. – атестація; ЗЛР – захист лабораторної роботи; ПДІЗ- перевірка домашнього індивідуального завдання; ТКР – тестова контрольна робота; УО – усне опитування.

2 Організація самостійної роботи з виконання завдань для СРС

Під час викладання дисципліни «Загальна хімія» використовуються такі форми СРС:

- підготовка до лекцій;
- підготовка до лабораторних робіт;
- підготовка до усного опитування на лабораторних роботах;
- підготовка до змістовних лекційних модулів;
- підготовка до змістовного лабораторного модуля;
- підготовка індивідуального домашнього завдання;
- підготовка наукового модуля.

2.1 Перелік завдань на СРС з дисципліни «Загальна хімія»

Згідно з «Положенням про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів в ОДЕКУ» наказ № 125 від 29.05.2015 р. завдання до СРС з дисципліни «Загальна хімія» надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу. Успішне вивчення курсу дисципліни може бути при систематичній самостійній роботі студента з виконанням вправ та розв'язанням тематичних задач та вправ.

Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу включають перелік до кожної з тем, на які необхідно звернути особливу увагу.

Загальні поради: вивчити теоретичний матеріал розділів і тем дисципліни, відповісти на питання до самоконтролю, використовуючи рекомендовану літературу. Рекомендується обов'язково відвідувати лекції та конспектувати теоретичний матеріал, оскільки об'ємні і складні теми розділів дисципліни викладаються на лекційних заняттях в лаконічній і стислій формі й послідовно розглядають усі питання загальної хімії, що виносяться на контрольні заходи та до іспиту

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.

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

- основні поняття та закони хімії;
- теоретичні основи будови атомів елементів;
- Періодичний закон та структуру періодичної системи Д.І. Менделєєва; зміна властивостей хімічних елементів;
- типи хімічного зв'язку.
- класифікація неорганічних сполук.
- енергетика хімічних процесів;
- термодинамічні функції стану системи: внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса, енергія Гельмгольца;
- закони термодинаміки;
- закон Гесса та його наслідки;
- швидкість хімічних реакцій та чинники, які впливають на неї;
- хімічна рівновага та її зрушення;
- способи вираження концентрації розчинів;
- електролітична дисоціація електролітів;
- електролітична дисоціація води, водневий показник;
- іонні реакції в розчинах;
- гідроліз солей.

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

- механізм окисно-відновних процесів, їх напрямки;
- залежність електродних потенціалів металів від концентрації розчинів електролітів;
- процеси в гальванічних елементах, розрахунок їхньої напруги;
- послідовність процесів на аноді та катоді при електролізі;
- різновиди корозії, методи захисту металів від корозії.
- загальна характеристика гетерогенних систем, їх особливості;
- поверхнева енергія, поверхневий натяг;
- поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини;
- змочування, крайовий кут змочування;
- оптичні властивості гетерогенних систем, розсіювання та поглинання світла колоїдними системами;
- адсорбція на поверхні розподілу фаз: тверде тіло – газ, тверде тіло – розчин.;
- електрокінетичні явища: електрофорез та електроосмос;
- електрична будова колоїдних частинок, міцели;
- коагулюючі дії електролітів, правило значності Шульце-Гарді.

Вміння, якими мають оволодіти студенти після вивчення змістовного модуля **ЗМ-Лаб1** та виконання індивідуального домашнього завдання (ДІЗ):

- застосування правил безпеки роботи;
- отримання навичок роботи з лабораторними приладами, хімічними реактивами, технохімічними та аналітичними терезами;
- отримання результатів хімічних досліджень в лабораторії;
- розраховувати молярні маси речовин, кількість речовини;
- розраховувати склад хімічної формули;
- визначення молярних мас еквівалентів елементів та їх сполук;
- виконувати розрахунки за законом еквівалентів;
- визначати теплоти хімічних реакцій та теплоти утворення сполук;
- визначення характеру впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій;
- визначати вплив зовнішніх чинників на зсув хімічної рівноваги;
- проводити термохімічні розрахунки;
- дослідження взаємодії солей з водою, визначення рН середовища;
- користуватися для практичних завдань рядом напруги металів;
- складати рівняння окисно-відновних реакцій методом електронно-іонного балансу; визначити фактор еквівалентності та молярні маси еквівалентів окисників та відновників;

- скласти умовну формулу міцели та передбачити її поведінку в електричному полі;
- вибрати найефективніший метод коагуляції золю;
- отримувати золі дисперсних систем та визначати їхні пороги коагуляції.

В процесі лабораторних занять студент здобуває *практичні навички* при роботі з:

- лабораторними приладами: штативи, лапки, кільця, муфти тощо;
- технічними терезами;
- нагрівальними приладами: електроплитками, спиртівками;
- хімічним посудом: стаканами, колбами, пробірками;
- вимірювальним посудом: мірними циліндрами, бюретками і піпетками;
- вимірювальними приладами: термометрами, ареометром, барометром.

2.2 Перелік питань та поради щодо їх самостійного вивчення з посиланням на відповідну літературу

2.2.1 Підготовка до **ЗМ-Л1** включає вивчення (або повторення) теоретичного матеріалу та вміння розраховувати тематичні завдання з курсу загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

1. Основні поняття та закони хімії

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

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] с. 12-26, 134-145, [2] с. 20-40, [3] с. 6-44, [5] с. 10-48, 113-145.

2. Будова атома

Вивчення та самостійне вивчення цієї теми студенту необхідно починати з планетарної моделі атома Резерфорда-Бора-Зоммерфельда. Квантова теорія світла Планка. Атомні спектри. Енергетичний стан електрона в атомі. Квантові числа. Електронні формули атомів. Класифікація елементів в залежності від електронної будови їх атомів: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи Періодичної системи. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Залежність властивостей елементів від електронної будови їх атомів.

Для цього слід використовувати наступну літературу: [1] с. 27-63, [2] с. 60-109, [3] с. 44-71, [5] с. 71-94.

3. Хімічний зв'язок

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

Слід користуватися наступною літературою: [1] с. 72-106, [2] с. 118-159, [3] с. 71-95, [5] с. 98-112.

4. Енергетика хімічних процесів

Студент повинен мати уявлення про хімічну термодинаміку, поняття про хімічну систему, її параметри та функції. Поняття про внутрішню енергію та ентальпію. Перший закон термохімії, стандартні ентальпії утворення речовин. Другий закон термодинаміки (закон Гесса) та наслідки з нього. Поняття про ентропію, формулу Больцмана, закономірності зміни ентропії. Поняття про ізобарно-ізотермічний потенціал системи (енергію Гіббса). Термохімічні розрахунки.

Слід користуватися наступною літературою: [1] с. 111-121, [2] с. 170-204, [3] с. 95-123, [5] с. 148-169.

Хімічна кінетика та рівновага

Студенти повинні мати уявлення про швидкість хімічних процесів в гомогенних та гетерогенних системах. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин – закон діючих мас. Вплив температури на швидкість реакції, правило Вант-Гоффа. Поняття про енергію активації та активований комплекс, рівняння Арреніуса. Ланцюгові реакції, каталіз.

Хімічна рівновага, оборотні та необоротні реакції. Рівноважні концентрації, константа рівноваги, її фізичний зміст. Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги – принцип Ле-Шательє (вплив концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції. Вплив температури та тиску на стан хімічної рівноваги).

Слід використовувати наступну літературу: [1] с. 121-133, [2] с. 174-198, [3] с. 95-123, [5] с. 175-190.

5. Розчини електролітів та неелектролітів

Студенти повинні мати уявлення про воду, як розчинник; фізичні та хімічні властивості води. Характеристику розчинів та способи вираження їхнього складу. Розчинність твердих речовин та газів, закони Генрі, закони Дальтона. Розчини електролітів, електролітична дисоціація сильних і

слабких електролітів, визначення кислот і основ за теорією С. Арреніуса. Сильні електроліти, ізотонічний коефіцієнт, активність йонів. Слабкі електроліти, закон розбавлення В.Оствальда. Зв'язок константи дисоціації з силою електролітів.

Рівновага в гетерогенних системах, константа рівноваги, добуток розчинності малорозчинних електролітів. Визначення розчинності, утворення і розчинення осадів. Напрямок хімічних процесів з утворенням слабкіших електролітів або нерозчинних сполук. Йонний добуток води. Водневий показник (рН) розчинів, гідроліз солей.

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

Література: [1] с. 147-181, [2] с. 209-270, [3] с. 123-157, [5] с. 211-220.

Питання до самоконтролю

1. Які основні положення атомно-молекулярного вчення? Дати визначення поняттям: атом, молекула, атомна одиниця маси, молекулярна маса, моль.
2. Що називають хімічним еквівалентом, фактором еквівалентності речовини, їх розрахунок. Дати формулювання закону еквівалентів. За яких умов справедливий цей закон?
3. Поняття про молярну масу еквівалента складної сполуки, її розрахунок. Як розрахувати фактор еквівалентності гідроксидів, солей, середніх солей, кислот?
4. Як розрахувати фактор еквівалентності оксидів, бінарних сполук?
5. Чи є фактор еквівалентності постійною або змінною величиною?
6. Надати математичний вираз закону еквівалентів для різних випадків.
7. При визначенні молярної маси еквівалента активного металу який газовий закон використовують? Надати його математичний вираз.
8. Чи є атом складною структурою чи ні? Структурні елементи атома, їх властивості, маса, заряд.
9. Яка будова атомних ядер? Які головні положення протонно-нейтронної теорія? Що таке ізотопи? Ізобари? Ізотони? Навести приклади.
10. Моделі будови атома за Резерфордом, Бором, квантово-механічна. Які основні положення мають ці моделі?
11. Квантові числа як характеристика стану електрона, їх фізичний зміст. Атомні орбіталі. Що таке атомна орбіталь? У чому суть принципу Паулі.

12. Що визначає послідовність заповнення атомних електронних орбіталей? Що затверджує правило Хунда? Які є правила Клечковського? Яку суму обговорюють правила Клечковського?
13. Як побудовані багатеелектронні атоми? Як розраховувати максимальне число електронів на енергетичних підрівнях і рівнях атома?
14. Як побудована періодична система елементів Д.І. Менделєєва? Як відбувається зміна властивостей хімічних елементів і їх сполук?
15. У чому значення періодичного закону Д.І. Менделєєва?
16. Як записати електронну формулу атома у збудженому стані та електронну формулу йона? Які є відмінності?
17. Як надати характеристику властивостей елемента і його сполук, виходячи з електронної формули та відповідно до положення в періодичній системі? Приклади.
18. Які основні типи і характеристики хімічного зв'язку ви знаєте? Що таке довжина зв'язку, енергія зв'язку?
19. Що таке ковалентний зв'язок, його властивості, полярність, насиченість, спрямованість.
20. Що називають йонним зв'язком, які його властивості.
21. Що таке донорно-акцепторний зв'язок, його відмінності?
22. Яку будову і властивості мають прості молекули? Що таке гібридизація орбіталей і просторова конфігурація молекул?
23. Які є основні типи взаємодії молекул? Які існують сили міжмолекулярної взаємодії?
24. Що називають водневим зв'язком?
25. У яких сполуках виявляє себе донорно-акцепторна взаємодія? Чим відрізняється запис формул комплексних сполук?
26. Що таке комплекси, комплексоутворювачі, ліганди, заряд і координаційне число? Типи комплексних сполук. Навести приклади, дати назви всім складовим комплексної сполуки.
27. Які існують енергетичні ефекти хімічних реакцій? Що вивчають хімічна термодинаміка, термохімія?
28. Термодинамічні величини: внутрішня енергія і ентальпія. Навести визначення та математичний вираз.
29. Що таке екзо- та ендотермічні реакції. Ентальпія утворення складної речовини, її стійкість.
30. Які є закони і правила термохімії? Який закон, правило тощо використовують для розрахунків ентальпійного ефекту хімічної реакції?
31. Що таке енергія Гіббса? Як відбувається її зміна при хімічних процесах? Умови самовільного перебігу, спрямованість хімічних реакцій.

32. Що вивчає хімічна кінетика? Чим відрізняються гомогенні та гетерогенні системи. Як визначають швидкість хімічних реакцій в цих системах? Які чинники впливають на швидкість хімічної реакції?
33. Чи є залежність швидкості хімічної реакції від концентрації? Дати формулювання закону дії мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст.
34. Яка є залежність швидкості реакції від температури? Надати математичний запис правила Вант-Гоффа.
35. Чи є залежність швидкості реакції від природи реагуючих речовин? Що таке енергія активації?
36. Як можна прискорити хімічні реакції? Що таке каталіз? Які існують каталізатори?
37. Які існують ознаки необоротної хімічної реакції? Умови хімічної рівноваги. Як записати вираз константи рівноваги гомогенної та гетерогенної реакції, чинники, від яких вона залежить, її зв'язок з термодинамічними функціями.
38. Як відбувається зсув хімічної рівноваги? У чому суть принципу Ле-Шательє?
39. Які типи розчинів існують? Способи виразу концентрації розчинів: масова, молярна, молярна, еквівалентна, титр. Надати математичний вираз до запису кожної концентрації.
40. Водні розчини електролітів. Що таке електроліт? Чим відрізняються сильні та слабкі електроліти?
41. Дати визначення ступеня дисоціації. Як дисоціюють слабкі електроліти?
42. Як записати вираз для константи дисоціації? Який є зв'язок ступеня дисоціації з константою дисоціації? Надати математичний вираз та формулювання закону розведення Оствальда.
43. Які електроліти називають сильними електролітами? У чому сутність активності? Що називають ефективною концентрацією іонів?
44. У чому полягає електролітична дисоціація води? Що називають водневим показником середовища, які його одиниці виміру?
45. Як відбувається дисоціація кислот, основ, солей? Що таке ступінчаста дисоціація?
46. Які правила запису йонних реакцій в розчинах? Навести приклади гідролізу солей, який виконується ступінчасто з записом константи гідролізу.

2.2.2 Підготовка до **ЗМ-Л2** включає вивчення нового теоретичного матеріалу та опанування його для відповідних розрахунків і виконання тематичних завдань з дисципліни.

1 Окисно-відновні реакції.

При самостійному вивченні цієї теми студенту необхідно спиратися на шкільні знання основ хімії та вивчити основні поняття та їх визначення. Треба оволодіти поняттям *ступень окиснення*, вміти розраховувати її щодо простих та складних сполук. Усвідомити для себе процеси втрати або приєднання електронів, їх механізм та відповідну дію.

Студентам слід використовувати наступну літературу: [1] с. 182-189; [2] с. 271-280; [3] с. 178-195; [5] с. 243-251.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Потрібно оволодіти двома методами складання окисно-відновних (ОВР) реакцій: методом електронного балансу та електронно-іонного балансу, з перевагою до останнього, так як він відповідає перебігу реакцій у рідкому стані (розчині) – це більша частина усіх ОВР.

Студентам бажано використовувати наступну літературу: [2] с. 272-276; [3] с. 181-185; [5] с. 244-246.

Типи окисно-відновних реакцій та їх кількісні характеристики, спрямованість

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

Необхідно використовувати наступну літературу: [2] с. 277-280, 295-298; [3] с. 186-195; [5] с. 247-249.

2 Основи електрохімії

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.

Використовуємо наступну літературу: [1] с. 180-203, 316-318; [2] с. 282-301, 293-298; [3] с. 197- 203, [5] с.255-258.

Гальванічні елементи та електрорушійна сила.

Електроліз водних розчинів та розплавів

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 визначення.

Для засвоєння теми використовують наступну літературу: [2] с. 280-289, 291-299; [3] с. 197-206, [5] с. 255-265.

Електроліз.

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 анода, послідовність ОВР процесів, які відбуваються при електролізі. Воднева та киснева перенапруги і закони електролізу (Фарадея).

Слід використовувати наступну літературу: [2] с. 302-313; [3] с. 208-216; [5] с.269-277.

Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії

Треба уявляти будову металів, методи їх добування. *Корозія* – самовільний процес, який перебігає зі зменшенням енергії Гіббса, види корозії та електрохімічна корозія як найпоширеніша. Корозія при контакті двох металів або домішок, вплив середовища. Методи захисту від корозії: інгібітори корозії, нанесення різного покриття на метали, протекторний захист.

За темою використовують наступну літературу: [2] с. 568-575; [3] с. 220-232; [5] с. 285-292

3 Основи колоїдної хімії

Гетерогенні дисперсні системи, їх особливості

Знати ознаки дисперсних систем, їх гетерогенність та дисперсність. Класифікацію дисперсних систем за різними ознаками. Методи одержання, будову колоїдних частинок. Молекулярно-кінетичні, оптичні властивості гетерогенних систем.

Слід використовувати наступну літературу: [2] с. 315-329; [4] с. 179-220.

Фізико-хімія поверхневих явищ. Адсорбційна рівновага

Особливості будови поверхні розподілу фаз, існування поверхнево-активних та поверхнево-неактивних, поверхнево-індиферентних речовин. Гідрофільні та гідрофобні поверхні твердих тіл, вплив розчинених речовин на змочування. Поверхнева активність та рівняння адсорбції Гіббса. Правило Дюкло-Траубе.

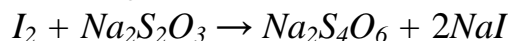
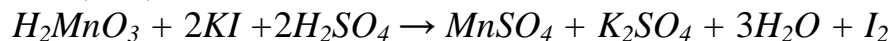
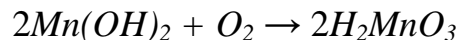
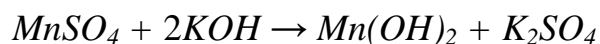
Будова колоїдних частинок, їх стійкість

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

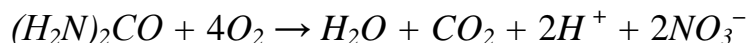
Ці теми вивчають, використовуючи наступну літературу: [2] с. 338-351; [4] с. 228-244.

Питання та завдання до самоконтролю

1. Які реакції називають окисно-відновними? У чому їх відмінності від інших хімічних процесів? Як перевірити, чи хімічна реакція може бути віднесена до окисно-відновної?
2. Що називають окисником і відновником? Які процеси відбуваються щодо окисника та відновника?
3. Наведіть приклади типових окисників і відновників. Чи належать метали до окисників? Якщо ні, то дати пояснення.
4. Що означає поняття «ступінь окиснення»? Які є правила щодо розрахунку його для простих, складних сполук?
5. Які з перелічених нижче частинок можуть бути тільки відновниками чи тільки окисниками: K , Na^+ , Cl_2 , Cl^- , SO_2 , SO_4^{2-} , O_2 , F^- .
6. Визначте 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 . Чому практично завжди дорівнює ступінь окиснення Оксигену в сполуках?
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 забруднювальна речовина у водойми, де розкладається під дією аеробних бактерій:



Визначте ступені окиснення елементів та допишіть рівняння.

9. Чому живий організм є хімічною лабораторією? Які процеси це підтверджують? Яким є процес дихання на вашу думку?
10. Опишіть будову елемента Якобі-Даніеля. Чи можна використати звичайний хімічний стакан для цієї схеми?
11. Що таке стандартний електродний потенціал? Як його визначили? Які параметри називають стандартними?
12. Як визначається електрорушійна сила гальванічного елемента? Чи може вона бути від'ємна?
13. За яким принципом розміщують метали в ряду стандартних електрохімічних потенціалів?

14. Яка будова і хімізм процесів паливних елементів? Навести приклади та надати всі хімічні реакції, які відбуваються.
15. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких Купрум був би катодом, а в іншому – анодом. Напишіть рівняння реакцій, що перебігають під час роботи цих елементів та визначте значення стандартних ЕРС.
16. Які переваги та недоліки воднево-кисневого паливного елемента? Що утворюється внаслідок роботи цього елемента?
17. Яка будова свинцевого акумулятора та принцип його дії? Як виконується розрядка?
18. Які проблеми пов'язані із виробництвом та використанням свинцевих акумуляторів? Надати пояснення.
19. Що називають електролізом? У чому сутність електролізу? До якого полюса приєднують катод, анод?
20. Опишіть катодні процеси під час електролізу. Які є види реакцій при електролізі водних розчинів електролітів на катоді? Надати приклади.
21. У чому полягає сутність процесу електролізу розплавів? Приклади.
22. Опишіть анодні процеси електролізу водних розчинів. Які є правила для електролізу на інертному електроді? Надати приклади.
23. Вкажіть відмінність процесів електролізу при застосуванні інертних і активних анодів. Надати приклади.
24. Сформулюйте закони Фарадея. Як розраховують масу металу при виділенні його під час електролізу? Приклади.
25. Складіть рівняння процесів, що перебігають під час електролізу розплаву $NiCl_2$, його водного розчину, якщо електроди інертні.
26. Які 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. Надати схеми хімічних реакцій, якщо вони виконуються.
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 поняттю дисперсність. Які розміри частинок дисперсної фази відносять до колоїдної системи?
40. Як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом? Що таке суспензії, емульсії?
41. Як можна одержати дисперсні системи?
42. Як можна записати будову міцели схематичною хімічною формулою?
43. Що означають поняття ПАР та ППР?
44. Що таке колоїдний захист?
45. Що таке поріг коагуляції?
46. Які процеси відбуваються під час коагуляції?

Самостійна підготовка теоретичного матеріалу до лабораторних робіт та виконання індивідуального домашнього завдання

2.2.3 Повчання до підготовки лабораторних робіт.

Кожна лабораторна робота вимагає попередньої самостійної підготовки за допомогою МВ, конспектів лекцій та підручників. Студент повинний законспектувати теоретичні основи роботи в зошит для лабораторних робіт у стислій формі, уважно прочитати експериментальну частину, зрозуміти хімізм процесу та знати хід аналізу. Хід аналізу записати у зошиті у тезисній формі. Для самоконтролю відповіді на запитання або вирішити задачі, які наведені, написати хімічні рівняння тощо (це може бути і домашнім завданням).

Завжди пам'ятати, що знаходження у хімічній лабораторії вимагає знання техніки безпеки, відповідних до цього правил поведінки при роботі з небезпечними рідинами, електроприладами, склом, будь якою апаратурою, потрібною для аналізу. Це також потребує наявності певних попередніх знань за темою лабораторної роботи, яку потрібно виконати. Неприпустимим є знаходження в лабораторії студента, який не має уявлення що і як робити – це може бути небезпечним як для нього самого, так і для інших присутніх.

В лабораторії загальної хімії до виконання лабораторних робіт допускаються студенти, які теоретично підготовлені до неї і уявляють послідовність виконання операцій. Ця підготовка має бути у наявності конспекту з відповідним до цієї роботи домашнім завданням. Тобто, виконання домашнього завдання обов'язкове.

В лабораторії після перевірки зошита та знань щодо етапів роботи студент отримує допуск до виконання роботи. Експеримент виконується за планом роботи, оформлюється відповідний протокол, де відображено поетапне виконання усіх процесів. Протокол має відображати дії та спостереження виконавця (що робив, зміни які відбулися), рівняння реакцій, графіки та розрахунки за потребою, тобто у певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротке теоретичне обґрунтування даної роботи;
- 4) схему устаткування з коротким описом важливих вузлів (за потребою);
- 5) рівняння хімічних реакцій всіх етапів;
- 6) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 7) зробити висновки.

Наприкінці роботи студент обов'язково виконує аналіз експериментальних даних та робить висновок.

Для захисту роботи викладач перевіряє оформлений протокол і проводить усне опитування або дає письмове індивідуальне завдання за варіантом (завдання є наприкінці кожної роботи у відповідних МВ до лабораторних робіт). Усне опитування та письмове завдання є оцінюванням розуміння студентом суті виконаної експериментальної роботи і ступеня оволодіння ним теоретично базою. Викладач пояснює студентові його помилки, виявлені при перевірці завдання домашнього варіанта, відповідає на запитання студента, які виникли під час виконання практичної частини.

Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над всіма необхідними завданнями, студент і ознайомиться з характером питань по даній темі і добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу загальної хімії.

2.2.4 Повчання до виконання індивідуального домашнього завдання

Рішення задач, тобто виконання індивідуального домашнього завдання, практичного модуля ЗМ-П1 забезпечує засвоєння студентом матеріалу й є дуже важливим для зрозуміння сутності хімічних процесів і властивостей речовин.

Саме вміння розв'язувати хімічні задачі є показником усвідомлення студентом основ хімії, здатності розпорядитись навіть невеликими знаннями, набутими у процесі навчання. Воно є достатньо добрим показником наявності логічного мислення студента.

У відповідності до «Положення про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ» від 29 травня 2015 року основною формою індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ є

виконання індивідуальних завдань, які виконуються самостійно окремо кожним студентом під керівництвом викладача.

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

Протягом семестру з дисципліни «Загальна хімія» у вільний від аудиторних навчальних занять час студент має виконати 1 індивідуальне практичне завдання (розв'язування розрахункових задач).

Не пізніше ніж за два тижні до семестрового підсумкового контролю звіт подається на перевірку викладачу, який керував виконанням індивідуального завдання. Звіт про виконання індивідуального завдання подається студентом у вигляді текстового документа з титульною сторінкою на окремих аркушах, які перевіряються викладачем. Оцінка за індивідуальне завдання виставляється в інтегральну відомість окремим модулем і враховується при виведенні оцінки поточного семестрового контролю.

Індивідуальні завдання для самостійної роботи студентів

Повні відповіді (з поясненням розв'язку) на індивідуальні завдання (ДЗ) надати на окремих аркушах за два тижні до закінчення семестру.

Варіант №	Задача 1	Задача 2	Задача 3	Задача 4
1	2	3	4	5
1	Визначити формулу речовини, в склад якої входить вуглець та водень. Їх маси відносяться як 4:1.	Визначити найпростішу формулу речовини, якщо масові частки сірки та кисню в оксиді складають відповідно 40% та 60%.	Сульфат магнію; Діоксид олова	Визначте питому поверхню й сумарну площу поверхні часток золю срібла, отриманого при дробленні 1,2 г срібла на частки кулястої форми з діаметром $1,0 \cdot 10^{-8}$ м. Густина срібла 10500 кг/м^3 .
2	Масова частка хлору в хлориді фосфору складає 77,5%. Визначити найпростішу формулу хлориду.	При повному спалюванні 2,66 г речовини утворилось 1,56 г вуглекислого газу та 4,48 г оксиду сірки (II). Визначити найпростішу формулу цієї речовини.	Сульфат ванадію (V); Гідроксокарбонат міді (II)	Обчисліть сумарну площу поверхні кулястих часток золю ртуті з діаметром $2,5 \cdot 10^{-8}$ м. Золь був отриманий дробленням 5,2 г ртуті. Густина ртуті $13\,546 \text{ кг/м}^3$.
3	В склад речовини входить натрій в кількості 34,6%, фосфор – 23,3% та кисень – 42,1%. Визначити найпростішу формулу речовини.	Газова сполука азоту з воднем містить 12,5% (по масі) водню. Густина речовини по водню дорівнює 16. Визначити молекулярну формулу речовини.	Оксид свинцю (IV); Гідросульфат сурми (III)	Розрахуйте сумарну площу поверхні часток золю сульфиду миш'яку і число часток в 0,5 л золю, якщо 1 л золю містить 2,25 г Ag_2S_3 . Частки золю мають форму кубиків з довжиною ребра $1,2 \cdot 10^{-7}$ м. Густина Ag_2S_3 дорівнює $3\,506 \text{ кг/м}^3$.
4	Визначити найпростішу формулу кислоти, до складу якої входить водень з масовою часткою 2,2%; йод – з масовою часткою 55,7% та кисень – з масовою часткою 42,1%.	Визначити молекулярну формулу масляної кислоти, яка містить 54,5% вуглецю; 36,4% кисню; 9,4 – водню. Густина його парів по водню дорівнює 44.	Оксид ренію(VII); Дигідрофосфат кальцію	Аерозоль був отриманий розпиленням 0,5 кг вугілля в 1 м^3 повітря. Частки аерозолю мають кулясту форму, діаметр частки $8 \cdot 10^{-8}$ м. Визначте питому поверхню й число часток у цьому аерозолі. Густина вугілля становить $1,8 \text{ кг/м}^3$.

5	До складу оксиду молібдену входить молібден та кисень у відношенні 2:1. Визначити найпростішу формулу оксиду.	Визначити молекулярну формулу речовини, яка містить 93,75% вуглецю, 6,25% водню. Густина його парів по повітрю дорівнює 4,41.	Гідроксид вісмуту(III); Сульфат алюмінію	При пропущенні надлишку сірководню в розчин солі миш'яку(III) $AsCl_3$ одержали золь сульфідіду миш'яку. З огляду на умови утворення, напишіть формулу міцели золю й визначте знак його заряду. До якого електроду буде рухатися колоїдна частинка при пропусканні електричного струму?
6	Зразок сполуки фосфору і бромю масою 81,3 г вмістить фосфор масою 9,1 г. Визначити найпростішу формулу цієї сполуки.	При спалюванні 4,3 г вуглеводню утворилося 13,2 г вуглекислого газу. Густина пару вуглеводню по водню дорівнює 43. Визначити молекулярну формулу речовини.	Ванадієва кислота; Оксид хрому(III)	Золь кремнієвої кислоти H_2SiO_3 був отриманий при взаємодії розчинів K_2SiO_3 та HCl . Напишіть формулу міцели золю й визначте, який з електролітів був у надлишку, якщо протиіони в електричному полі рухаються до катода.
7	Визначити найпростішу формулу сполуки, складу: Ca – 38,7%, P – 20% .	При вибуху суміші, отриманої з одного об'єму якогось газу та двох об'ємів кисню, утворилося два об'єму та один об'єм водню. Визначити формулу газу.	Сірчана кислота; Гідроксохлорид кобальту(II)	Напишіть формулу міцели золю золота (ядро колоїдної частки $[Au]_m$), отриманого розпиленням золота в розчині $NaAuO_2$. До якого електроду буде рухатися колоїдна частинка при пропусканні електричного струму?
8	Визначити найпростішу формулу сполуки алюмінію з вуглецем, якщо відомо, що масова частка алюмінію в неї складає 75%.	Визначити молекулярну формулу сполуки бору з воднем, якщо маса 1 л. цього газу дорівнює 1 л. азоту. А вміст бору в речовині складає 78,2%.	Титанат натрію; Гідроксид заліза(III)	Складіть формулу міцели золю гідроксиду алюмінію, отриманого при глибокому гідролізі сульфату алюмінію.
9	Визначити найпростішу формулу сполуки кальцію з марганцем та киснем, якщо масові частки складають: кальцію – 24,7%; марганцю – 24,7%; кисню – 40,5%.	Визначити молекулярну формулу вуглеводню, який містить 92,3% вуглецю по масі. Густина його пару по водню дорівнює 13.	Сульфід олова (IV); Фосфат кальцію	Який об'єм 0,008 н. $AgNO_3$ треба додати до 0,025 л 0,016 н. розчину KI , щоб одержати негативно заряджені частки золю йодиду срібла. Напишіть формулу міцели.

10	Визначити найпростішу формулу речовини, котра містить (по масі) натрію-43,3%; вуглецю – 11,3%; кисню – 45,3%.	Вивести молекулярну формулу речовини, в котрій на одну одиницю маси водню приходить 15 одиниць маси вуглецю. Густина пару речовини по водню 64.	Сульфід молібдену (III); Гідро фосфат кальцію	Золь бромиду срібла був отриманий шляхом змішування рівних об'ємів 0,008 н. KBr та 0,009 н. AgNO ₃ . Визначте знак заряду часток золю і напишіть формулу міцели.
11	Визначити найпростішу формулу речовини , до складу якої входить водень, вуглець, кисень, азот у співвідношенні 1:3:4:7	При спалюванні 2,53 г. речовини, до складу якої входить вуглець та сирка, утворилося 1,47 г. вуглекислого газу та 4,27 г. оксиду сірки (II). Густина пару по водню – 38. Вивести молекулярну формулу речовини.	Карбонат кобальта(II); Хромат калію	Який об'єм 0,001 М FeCl ₃ треба додати до 0,03 л 0,002 н. AgNO ₃ , щоб частки золю хлориду срібла в електричному полі рухалися до анода? Напишіть формулу міцели золю.
12	Визначити найпростішу формулу оксиду ванадію, якщо 2,73 г оксиду містить 1,53 г ванадію.	Визначити молекулярну формулу спирту, якщо відношення вуглецю, водню та кисню відповідно дорівнює 3:1:4. Густина його пару по водню 16.	Нітрат срібла; Титанова кислота	Золь гідроксиду заліза був отриманий змішуванням рівних об'ємів 0,002 н. NaOH та 0,0003 н. Fe ₂ (SO ₄) ₃ . Який знак заряду мають частки золю? Складіть формулу міцели.
13	Речовина, яка містить 26,53% калію, 35,37% хрому та 38,10% кисню. Визначити найпростішу формулу цієї речовини.	Визначити молекулярну формулу вуглеводню, якщо місткість водню по масі дорівнює 7,7%. Густина його пару по водню дорівнює 39.	Сульфат заліза (III); Молібденова кислота	Який об'єм 0,001 М AlCl ₃ треба додати до 0,02 л 0,003 М H ₂ S, щоб не відбулося утворення золю сульфиду миш'яку, а випав осад As ₂ S ₃ ?
14	Визначити формулу кристалогідрату хлорида барію, якщо 36,6 г. Солі при прожарюванні зменшується в масі на 5,4 г.	Кремневодень згорає з утворенням оксиду кремнію (IV) та пару води. При згоранні 3,2 г кремневодню утворилося 6 г. оксиду кремнію. Густина пару кремневодню по водню 16. вивести молекулярну формулу кремневодню.	Ванадієва кислота; Силікат заліза	Який об'єм 0,0025 М KI треба додати до 0,035 л 0,003 н. Pb(NO ₃) ₂ , щоб одержати золь йодиду свинцю і при електрофорезі протиіони рухалися б до анода. Напишіть формулу міцели золю.

15	Визначити найпростішу формулу мінералу такого складу: 36,8% заліза; 31,5% титану; 31,6% кисню.	Знайти молекулярну формулу речовини, до складу якої входить 20,2% алюмінію, 79,8% хлору (по масі) . Молекулярна маса речовини 267	Нітрат кальцію; Дихромат калію	При досить повільному введенні кислій солі KH_2SbO_4 у розведений розчин солі хлориду натрію можливе утворення гідрозоля чи кислій солі NaH_2SbO_4 . Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: NH_4Cl , K_2SO_4 , FeCl_3 ? Які ще є можливості для відділення кислій солі NaH_2SbO_4 від рідини?
16	Визначити найпростішу формулу оксиду заліза, яка містить заліза 70%.	При згоранні 6,2 г кремневодню утворилося 12 г. оксиду кремнію та вода. Густина пару кремневодню по водню 31. Вивести молекулярну формулу кремневодню.	Гідросульфат алюмінію; Оксид олова	При досить повільному введенні солі нітрату срібла у розведений розчин солі йодиду натрію можливе утворення гідрозоля чи солі йодиду срібла. Напишіть формули міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: NaF , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_4 ? Які ще є можливості для відділення солі йодиду срібла від рідини?
17	Визначити найпростішу формулу мінералу такого складу: міді – 34,6%; заліза – 30,4%; сірки – 35%.	Визначити молекулярну формулу сполуки азоту з воднем, якщо масова доля азоту 87,5%, а густина його за воднем 16.	Хроміт заліза(II); Хлорид вісмуту(III)	При досить повільному введенні гідроксиду натрію у розведений розчин солі хлориду магнію можливе утворення гідрозоля чи гідроксиду магнію. Напишіть формули міцел і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш

				економічним коагулятором цього золю: KCl , $Zn(CH_3COO)_2$, $AlCl_3$? Які ще є можливості для відділення гідроксиду магнію від рідини?
18	Визначити найпростішу формулу кристалогідрату сульфату натрію, якщо маса 2,11 г його після прожарювання дорівнює - 0,947	Визначити молекулярну формулу алюмокалієвого галуноу, якщо елементарний склад його такий: калію – 15%, алюміній 10%: сірка – 25% (0-50%), а густина його за воднем – 129.	Карбонат калію; гідроксохлорид міді	При досить повільному введенні солі нітрату срібла у розведений розчин солі роданіду амонію можливе утворення гідрозоля чи солі роданіду срібла. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: KNO_3 , CH_3COONa , Na_2SO_4 ? Які ще є можливості для відділення солі роданіду срібла від рідини?
19	Визначити найпростішу формулу оксиду марганцю, який містить по масі 70 % марганцю.	Знайти молекулярну сполуки наступного складу: С – 82,76%; Н – 17,24. Густина її за повітрям 2,01.	Германієва кислота; Гідроксид натрію	При досить повільному введенні H_2SO_4 у розведений розчин солі $CaCl_2$ можливе утворення гідрозолю чи солі $CaSO_4$. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: $ZnCl_2$, $AlCl_3$, CH_3COONa ? Які ще є можливості для відділення солі $CaSO_4$ від рідини?
20	Визначити найпростішу формулу мінералу, до складу якого входить (по масі) 8,7% магнію; 14,1% - калію; 38,3% хлору; 4,4%	При прожарюванні 2,94 г кристалогідрату хлориду кальцію утворилося 1,45 г води. Визначити формулу цього кристалогідрату.	Ортофосфат натрію; Гідроксид кальцію	При досить повільному введенні солі $CaSO_4$ у розведений розчин солі $BaCl_2$ можливе утворення гідрозоля чи солі $BaSO_4$. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду

	водню та 34,5% кисню.			колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: NH_4Cl , AlCl_3 , $\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$? Які ще є можливості для відділення солі BaSO_4 від рідини?
21	Визначити найпростішу формулу кристалогідрату сульфату кальцію, якщо прожарювали його масу 2,1122 г. Після прожарювання маса безводної солі дорівнює 1,7019 г.	Визначити найпростішу формулу оксиду азоту, якщо місткість азоту (по масі) дорівнює 30,4%, а густина його пару за воднем 46.	Гідроксохлорид заліза(III); Вольфрамова кислота	При досить повільному введенні NH_4OH у розведений розчин солі BeCl_2 можливе утворення гідрозоля чи $\text{Be}(\text{OH})_2$. Напишіть формулу міцели і вкажіть знак електричного заряду колоїдних часток цього золю. Яке з рекомендованих речовин є найбільш економічним коагулятором цього золю: Na_2SO_4 , ZnCl_2 , KNO_3 ? Які ще є можливості для відділення $\text{Be}(\text{OH})_2$ від рідини?

3. Організація контролю знань та вмінь студентів

Комплекс контролюючих заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення навчальної дисципліни «Загальна хімія», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні за спеціальністю – 103 «Науки про Землю».

Головна мета проведення кредитно-модульної системи контролю – це визначення рівня набутих знань, вмінь та навичок, підвищення якості навчання студентів шляхом активізації навчальної діяльності, стимулювання ритмічного виконання графіку навчального процесу протягом всього семестру, визначення кількісних критеріїв засвоєння змісту окремих розділів (змістовних модулів) навчальної дисципліни «Загальна хімія».

Накопичувальна система оцінки навчальних досягнень студента зараховується згідно з Положенням про організацію КСРС в ОДЕКУ та проведення підсумкового контролю знань студентів.

- *Організація поточного контролю* побудована згідно з «Положенням про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.05.2015 р.
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 06.05.2015 р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: семестровий іспит (I семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до іспиту здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які отримали не менше 50% від максимально можливої суми балів з модуля практичної підготовки.

Система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Загальна хімія» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів.

Метою системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контролюючих заходів;

- визначення якості засвоєння певних розділів дисципліни (змістовних модулів).

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час лабораторних та лекційних занять – УО;
- розв’язання задач під наглядом викладача у аудиторії – РЗ;
- захист лабораторної роботи – ЗЛР;
- індивідуальне домашнє завдання – ІЗ;
- тестова контрольна робота – ТКР.

4 Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

Система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Загальна хімія» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів.

Загальна кількість змістовних модулів визначена згідно з «Положенням про організацію модульного контролю» і відповідає розподіленню робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи у відповідності з проведенням навчальних занять: 2 змістовних модулів з теоретичної частини курсу (ЗМ-Л1 та ЗМ-Л2) та 1 змістовного модуля з практичної частини (лабораторні роботи) і 1 модуля індивідуальної роботи (ЗМ-Лаб1, ЗМ-ІЗ). Підсумкова оцінка в балах складається з суми балів за кожен змістовний модуль. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання зведені у таблицю 1.

Табл.1 - Кількість балів, яку можна отримати за виконання модулів:

І семестр	
Модуль теоретичний ЗМ-Л1	20 балів
Модуль теоретичний ЗМ-Л2	20 балів
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб1	20 балів
Виконання ІЗ (ЗМ-ІЗ)	20 балів
Виконання лабораторних роб.	20 балів
Разом за І семестр	100 балів

Обов’язково враховується своєчасність виконання студентом графіка навчального процесу. Таким чином, якщо студент без поважних причин пропустив контрольний захід або отримав незадовільну оцінку, то він може його здати з максимальною оцінкою «задовільно».

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контрольних заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин

окремий модуль, він може його здати у двотижневий термін згідно з графіком контрольних заходів.

Студент вважається допущеним до підсумкового контролю, якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни «Загальна хімія», набрав за модульною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за практичну частину дисципліни (30 балів). В іншому випадку студент вважається таким, що не виконав навчального плану дисципліни і не допускається до іспиту.

При проведенні міжсесійного контролю студент вважається атестованим, якщо він набрав не менш як 50% від максимально можливої суми балів по модулях, завершених на момент атестації.

Мінімальний обсяг базових завдань та вмінь

Після вивчення дисципліни студент повинен:

- Знати – основні поняття хімії;
- основні закони хімії;
 - електронну будову атома як основу Періодичного закону Д.І. Менделєєва;
 - теорію хімічного зв'язку і будови молекул;
 - найважливіші класи неорганічних сполук;
 - основні закономірності перебігу хімічних реакцій;
 - властивості води та розчинів неелектролітів й електролітів;
 - окисно-відновні реакції;
 - основи електрохімії;
 - властивості дисперсних і колоїдних систем.
- Уміти – записувати формули сполук – оксидів, кислот, лугів, солей, розраховувати їх молярні маси;
- розраховувати молярні маси еквівалентів речовин;
 - робити розрахунки за хімічними законами;
 - складати хімічні рівняння, молекулярні та йонні;
 - складати рівняння гідролізу солей та окисно-відновні;
 - складати умовні хімічні формули міцели;
 - мати уявлення про коагуляцію колоїдних систем.

Студенти мають бути компетентними у розпізнаванні хімічних речовин, хімічних реакцій та прогнозувати їхній вплив на навколишнє середовище.

Оцінювання письмових відповідей студентів проводиться за методикою, яка наведена у розділі 2 Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів під час письмового іспиту від 30.04.2015 р., розпорядження №26 від 06.05.2015 р.

Згідно з «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» від 06.05.2015 р. загальна кількісна оцінка з дисципліни є усередненою між кількісною оцінкою поточних контролюючих заходів (графа 3 відомості) та кількісною оцінкою семестрового контролюючого заходу (графа 4 відомості) і виставляється у графі 5 заліково-екзаменаційної відомості (загальний бал успішності).

Якщо студент за підсумками іспиту отримав загальну кількісну оцінку менше 50% (від максимально можливої на екзамені), то викладачем виставляється у графі 5 загальний бал успішності, який дорівнює балу успішності на іспиті (графа 4).

Проведення семестрового письмового іспиту відбувається у відповідності до Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів ОДЕКУ під час письмових іспитів», затвердженої на засіданні методичної ради ОДЕКУ від 30.04.2015 р.

Рекомендації щодо порядку проведення письмових іспитів базуються на Положенні МОН України та «Положенні про організацію освітнього процесу в ОДЕКУ» нова редакція з 25.11.2016 р., наказ № 325 від 25.11.2016 та «Положенні про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» від 06.05.2015 р.

Тривалість письмового іспиту – 2 академічні години. Початком письмового іспиту є час закінчення видачі екзаменаційних білетів.

У відповідності з методичними цілями письмових іспитів – формування у студентів цілісної системи знань та вмінь, перевірки рівня знань студентів в першу чергу з базової компоненти теоретичної частини навчальної дисципліни «Загальна хімія» та вміння їх використовувати в типових виробничих ситуаціях – використовується, як варіант формування питань в екзаменаційних білетах, тестові завдання закритого типу, які потребують від студента вибору правильних відповідей з декількох, запропонованих у запитанні. Запитання формуються по всьому переліку сформованих у навчальній дисципліні знань (в першу чергу базової компоненти). До кожного запитання викладач обов'язково наводить посилання на відповідну сторінку (сторінки) підручників, навчальних посібників, включених до робочої програми дисципліни зі списку основної літератури. Кількість запитань у кожному екзаменаційному білеті – 20.

Оцінювання письмових відповідей студентів проводиться за методикою, яка наведена у розділі 2 Інструкції та Положення «Про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ (2015 р.)». Загальна оцінка за дисципліну складає середню арифметичну з інтегральної та екзаменаційної оцінок.

Згідно з Наказом № 97 від 06.05.2015 р. для всіх форм навчання одержані студентами оцінки приводять у відповідність до системи ЄКТАС.

На виконання наказу № 97 від 06.05.2015 р. у відповідність до Форми №Н-5.03 застосовується шкала відповідності оцінок в системі університету, національній системі і системі ECTS у такому вигляді:

Табл. 2 - Шкала відповідності оцінок за національною системою та системою ЄКТАС

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

5 Наукова робота студентів

До структури робочої програми з дисципліни «Загальна хімія» передбачено обов'язкове включення наукового модуля, що є окремою заліковою одиницею.

Система організації навчального процесу орієнтована на послідовність й систематичне залучення студентів до науково-дослідницької діяльності, цьому сприяє велика частка їхньої самостійної та індивідуальної роботи.

Згідно «Положення про порядок нарахування ЄКТС студенту за наукову та науково-технічну діяльність в Одеському державному екологічному університеті» (наказ № 113в від 05.05.2017 р. затвердженому на вченій Раді ОДЕКУ 27.04.2017 р.) кредити використовуються для розрахунку рейтингу успішності студента, як це визначено у чинних Правилах призначення академічних стипендій в Одеському державному екологічному університеті (ОДЕКУ), може враховуватися при формуванні індивідуального навчального плану студента на наступний навчальний рік згідно з діючим в університеті положенням, а також при конкурсному відборі осіб, які вступають на навчання для здобуття ступеня магістра за кошти державного бюджету, як це визначено в Правилах прийому ОДЕКУ.

До наукової діяльності студента, яка виконується поза навчальними планами відносяться:

1. виступи з доповідями в наукових гуртках та семінарах;
2. участь в олімпіадах та конкурсах наукових робіт;

3. участь з доповідями в університетських, всеукраїнських та міжнародних конференціях;
4. підготовка наукових публікацій;
5. участь у виконанні науково-дослідних робіт (НДР) кафедр, проблемних лабораторій науково-дослідної частини;
6. участь в роботі студентських наукових шкіл, стажуванні за програмами міжнародного співробітництва.

Наукова та науково-технічна діяльність студента, яка виконується поза навчальними планами, оцінюється щосеместрово через нарахування наукових кредитів в залежності від успіхів студента та виду діяльності, що була здійснена студентом.

Звітність за науковий модуль:

1. Реферати за темами.
2. Програма конференції.
3. Доповіді на студентську наукову конференцію.
4. Тези доповідей.
5. Статті.

Перелік тем рефератів

1. Загальна характеристика якості водоймищ Одеського регіону.
2. Обсяг динаміки зміни забрудненості об'єктів довкілля.
3. Проблеми загальної хімії у світі підвищення якості знання дисципліни.
4. Вплив різних факторів на гомогенні і гетерогенні реакції
5. Реакції в розчинах природних електролітів і неелектролітів
6. Механізм окисно-відновних реакцій, їх напрямки і значення.
7. Хімічні джерела електричної енергії
8. Корозія металів і методи захисту металів.
9. Електрокінетичні явища: електрофорез і електроосмос
10. Види сорбції: адсорбція, абсорбція, хемосорбція.
11. Коагуляція колоїдних систем в природному середовищі
12. Аномальні властивості води
13. Класи дисперсних систем, їх характеристики та значення
14. Вплив хімічних речовин – поллютантів на природу.
15. Захист навколишнього середовища від різних видів хімічного, радіаційного, бактеріального, антропогенного забруднення.
16. Характеристика процесів, що відбуваються в атмосфері.
17. Наслідки забруднення повітря хімічними речовинами.
18. Твердість води та способи її усунення.
19. Методи очистки природних вод від різних видів забруднення.
20. Джерела радіонуклідної активності в природному середовищі.

До складу реферату або доповіді на студентську наукову конференцію повинні входити такі пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

Перелік тем науково-дослідної роботи, яку студенти можуть виконувати в хімічному науковому гуртку

1. Дослідження коефіцієнтів розпаду забруднюючих речовин у навколишньому середовищі.
2. Аналіз проб води і ґрунту навколишнього середовища.
3. Дослідження якості питної води
4. Дослідження стану морської води
5. Аналіз стану водопровідної води
6. Аналіз стану бюветної води
7. Визначення загальної мінералізації природних вод України
8. Визначення фізіологічної повноцінності питної води.

6 Повчання до самостійної підготовки теоретичного та практичного матеріалу

При вивченні розділів 1-5 змістовного модуля ЗМ-Л1 та 6-11 розділів змістовного модуля ЗМ-Л2 треба звернути увагу на деякі питання, а також навчитися використовувати теоретичні знання для розв'язання практичних завдань, задач тощо. Захист лабораторних робіт та індивідуальне домашнє завдання також потребують вміння розв'язувати типові задачі та складати, писати рівняння хімічних реакцій.

На допомогу студентів пропонується пояснення виконання типових завдань до кожної теми.

6.1 До змістовного модуля ЗМ-Л1

Поняття та їх визначення

Матеріал є в [1] с. 12-18; [5] с. 10-16. Звертаємо увагу на наступне:

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

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

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

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

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

Молярна маса (M) – величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини (одиниця виміру – кг/моль або г/моль):

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

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

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

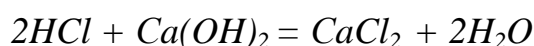
Молярний об'єм (V_m) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі (одиниця молярного об'єму – $\text{м}^3/\text{моль}$ або $\text{дм}^3/\text{моль}$):

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

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

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

Наприклад в реакції:



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

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

Основні закони хімії ([2] с. 22-33; [1] с. 18-21; [5] с. 25-27)

Закон еквівалентів ([2] с. 31; [1] с. 21; [5] с. 25-27).

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

$$f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{N}_2) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}; \quad f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}.$$

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

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

$$f_{\text{екв}}(\text{HNO}_3) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{CrO}_4) = \frac{1}{2} \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{1}{3}.$$

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

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

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

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

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

Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на валентність металу: $f_{\text{екв}} \text{ солі} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})}$.

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

Закони ідеальних газів ([2] с. 22-33; [1] с. 21-23; [5] с. 28-30)

6.1.1 Приклади розв'язання завдань до теми «Поняття, закони хімії та їх визначення»

Визначення хімічних формул за валентністю

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

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



Знаходимо найпростіше відношення між індексами елементів:

$$\begin{array}{l} B(\text{Fe}) \cdot i(\text{Fe}) = B(\text{O}) \cdot i(\text{O}); \quad B(\text{Cu}) \cdot i(\text{Cu}) = B(\text{O}) \cdot i(\text{O}) \\ \text{Для Fe} \quad 3 \cdot i(\text{Fe}) = 2 \cdot i(\text{O}), \quad \frac{i(\text{Fe})}{i(\text{O})} = \frac{2}{3} \\ \text{Для Cu} \quad 2 \cdot i(\text{Cu}) = 2 \cdot i(\text{O}) \quad \frac{i(\text{Cu})}{i(\text{O})} = \frac{2}{2} = 1 \end{array}$$

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

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

Розв'язання: Записуємо правило взаємного насичення валентностей.
Для Cl_2O_7 :

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

$$\text{Для } \text{CH}_4: \quad B(\text{C}) \cdot i(\text{C}) = B(\text{H}) \cdot i(\text{H})$$

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

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

Кількість речовини. Молярна маса

Приклад 3. Визначити число моль атомів у 5,25 г цинку.

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

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

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

Приклад 4. Знайти кількість речовини молекул у 10 г оксиду Cu (I).

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

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

Знаходимо кількість речовини

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

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

Приклад 5. Розрахувати масу хлориду калію $BaCl_2$ за кількістю речовини 0,5 моль.

Розв'язання: Молярна маса дорівнює

$$M(BaCl_2) = 1A_r(Ba) + 2A_r(Cl); \quad M(BaCl_2) = 1 \cdot 137 + 2 \cdot 35,5 = 208 \text{ г/моль.}$$

визначаємо масу $BaCl_2$:

$$m(BaCl_2) = \nu \cdot M(BaCl_2); \quad m(BaCl_2) = 0,5 \cdot 208 = 104 \text{ г.}$$

Відповідь: 104 г $BaCl_2$ містять 0,5 моль речовини.

Визначення числа структурних одиниць в певній масі речовини

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

Розв'язання: Молярна маса H_2 дорівнює 2 г/моль. Визначаємо кількість речовини H_2 :

$$\nu(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)}; \quad \nu(H_2) = \frac{10,5}{2} = 5,25 \text{ моль.}$$

Визначаємо число структурних одиниць (молекул) водню:

$$N(H_2) = \nu(H_2) \cdot N_A; \quad N(H_2) = 5,25 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 31,605 \cdot 10^{23}.$$

Відповідь: в молекулярному водню масою 10,5 г міститься $31,605 \cdot 10^{23}$ молекул.

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

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

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

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

На основі закону Авогадро ([2] с. 25; [3] с. 19; [5] с. 28) визначають молярні маси газоподібних речовин. Звідки:

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

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

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

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

де D – відносна густина першого газу за другим.

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

$$D^{H_2} = \frac{M}{M(H_2)}; \quad \text{тоді} \quad M = 2 \cdot D^{H_2}$$

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

$$M = 29 \cdot D_{нов}.$$

Закон Бойля-Маріотта ([2] с. 30):

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

Закон Гей-Люссака:

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

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

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

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

Для будь-якого газу кількістю речовини 1 моль величина $\frac{V_0 p_0}{T_0}$ стала і однакова, тому її називають **універсальною газовою сталою R** , яка дорівнює 8,314 Дж/моль·К.

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

та $pV = 1000 \frac{m}{M} RT$, коли V у дм³.

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

Приклад 7. Знайти число молекул H_2 , що міститься в 5,6 дм³ водню.

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

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

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

Приклад 8. Визначити кількість речовини CO_2 , що міститься в 11,5 дм³ цього газу – оксиду карбону (IV), діоксиду карбону або вуглекислого газу.

Розв'язання: $\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{11,5}{22,4} = 0,513$ моль.

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

Приклад 9. Знайти об'єм, що займає 10 г кисню O_2 .

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

де $M(O_2) = 32$ г/моль.

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

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

Приклад 10. Знайти масу 1 дм³ метану CH_4 (н.у.).

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

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

де $M(CH_4) = 16$ г/моль.

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

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

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

де $M(He) = 4$ г/моль.

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 44 г/моль.

Приклад 12. Який об'єм займає оксид сульфуру (IV), або діоксид сульфуру (SO_2) масою 100 г при температурі 25 °С і тиску 125 кПа.

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

Визначаємо кількість речовини сірководню

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

де $M(SO_2) = 64$ г/моль

Визначаємо об'єм газу за н.у.:

$$V(SO_2) = \nu(SO_2) \cdot V_m; \quad V(SO_2) = 1,56 \cdot 22,4 = 34,9 \text{ дм}^3.$$

Визначаємо об'єм діоксиду сульфуру за даними умовами, користуючись формулою об'єданого газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

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

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

p_1 – 125 кПа; $T_1 = (273+25) = 298$ К, V_1 – тиск, температура, об'єм за даних умов.

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

б) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{звідси} \quad V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot p}$$

$$V = \frac{100 \cdot 8,14 \cdot (273 + 25)}{64 \cdot 125} = 30,32 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює 30,32 дм³.

Приклад 13. Маса 500 см³ газу, взятого за температури 27 °С і тиску 101300 Па, дорівнює 0,568 г. Визначити молярну масу цього газу.

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

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

$P = 101300$ Па, $V = 0,50$ дм³, $T = (273 + 27) = 300$ К, $m = 0,568$ г.

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

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 28 г/моль.

Приклад 14. Ферум оксид містить 70,0% Феруму. Визначити найпростішу формулу цього оксиду.

Розв'язання: Відсотковий вміст відповідає масовому вмісту елементів, тобто 100 г сполуки містить 70,0 г Феруму.

Обчислюємо вміст Оксигену:

$$100 - 70,0 = 30,0 \text{ г}$$

Атомні маси Fe та O дорівнюють:

$$A_r(Fe) = 56 \text{ г/моль}, \quad A_r(O) = 16 \text{ г/моль}$$

Співвідношення кількості моль Феруму та Оксигену визначаємо:

$$v(\text{Fe}) : v(\text{O}) = \frac{70,0}{56} : \frac{30,0}{16} = 1,25 : 1,875 = 1 : 1,5 = 2 : 3$$

Відношення складових необхідно виразити відношенням цілих чисел, для цього необхідно поділити одержані співвідношення на **найменшу величину** (1,25). Якщо і після цього отримаємо дрібні числа, то потрібно помножити кожний член співвідношення на таке однакове число, щоб отримати цілі числа. В молекулі оксиду таке число 2.

Найпростіша формула: **Fe_2O_3** .

Визначення хімічної формули за відносною густиною

Приклад 15. Відносна густина галогеноводню за повітрям дорівнює 0,69. Визначити густина цього газу за воднем та вкажіть формулу і назву.

Розв'язання:

1. Визначаємо молярну масу галогеноводню (HG):

$$M = M(\text{газу відом.}) \cdot D(\text{за цим газом});$$

$$M(HG) = M \text{ пов.} \cdot D(\text{пов.}) = 29 \cdot 0,69 = 20 \text{ г/моль}$$

2. Обчислюємо молярну (атомну) масу галогену:

$$M(G) = M(HG) - M(H) = 20 - 1 = 19 \text{ г/моль}$$

Це атомна маса галогена Флуора, а газ має назву фтороводень **HF** .

3. Обчислюємо відносну густина HF за воднем:

$$D(H_2) \cdot (HF) = \frac{20,0}{2} = 10.$$

Відповідь: газ – HF фтороводень, відносна густина його за воднем дорівнює 10.

Закон еквівалентів

Приклад 16. Визначити молярну масу еквівалента Мангану в оксиді Mn_2O_7 .

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

За формулою
$$B = \frac{M}{M_{\text{екв}}}$$

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

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

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

Приклад 17. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_3 .

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

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

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

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

Приклад 18. Обчислити молярну масу еквівалента Феруму, знаючи що його хлорид містить 65,5% Хлору. Яку валентність виявляє Ферум та яка формула хлориду заліза, що утворюється при цьому? Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль $\approx 35,5$ г/моль

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

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

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

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

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

Формула хлориду, що утворюється: $FeCl_3$.

Відповідь: молярна маса еквівалента Ферума = 18,7 г/моль.

Приклад 19. Чому дорівнює молярна маса еквівалента двовалентного металу, якщо 0,082 г металу при взаємодії з кислотою утворюють 75,6 см³ водню. Визначте який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

Розв'язання:

$$\frac{m(Me)}{V(H_2)} = \frac{M_{екв}(Me)}{V_{екв}(H_2)}, \quad \frac{m(Me)}{M_{екв}(Me)} = \frac{V(H_2)}{V_{екв}(H_2)}$$

де $V_{екв}(H_2) = f_{екв} \cdot V_m = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2$ дм³.

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V(H_2)} = \frac{0,082 \cdot 11,2}{0,0756} = 12,15 \text{ г/моль,}$$

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

Це метал – Магній.

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

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

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

Приклад 20. 3,31 г п्लомбуму (II), взаємодіючи з нітратною кислотою утворюють 5,29 г нітрату п्लомбуму. Знайти молярну масу еквівалента п्लомбуму.

Розв'язання:

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

$$\frac{m(Pb)}{M_{екв}(Pb)} = \frac{m(Pb(NO_3)_2)}{M_{екв}(Pb(NO_3)_2)}$$

де $M_{екв}(Pb(NO_3)_2) = M_{екв}(Pb) + M_{екв}(NO_3^-)$.

Записуємо закон еквівалентів, враховуючи маси та попередні записи:

$$\frac{3,31}{M_{екв}(Pb)} = \frac{5,29}{M_{екв}(Pb) + M_{екв}(NO_3^-)}$$

де $M_{екв}(NO_3^-) = f_{екв} \cdot M(NO_3^-) = 1 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 62$ г/моль.

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

За рішенням цього рівняння отримаємо:

$$3,31 \cdot [M_{екв}(Pb) + 62] = 5,29 M_{екв}(Pb)$$
$$M_{екв}(Pb) = 103,6 \text{ г/моль.}$$

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

Приклад 21. Визначити молярну масу еквівалента кислоти якщо її маса 3,15 г повністю нейтралізована гідроксидом натрію масою 2,0 г.

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

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

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

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

Будова атома

Моделі атома

У період відкриття перших трьох фундаментальних елементарних частинок – електрона (e^-), протона (p^+) та нейтрона (n^0) – було висунуто цілий ряд моделей будови атома ([2] с. 60-73; [1] с. 30-36; [5] с. 71-72).

Квантові числа, їх фізичний зміст

Стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами ([2] с. 80- 88; [1] с. 41- 45; [5] с. 71-79).

Звертаємо увагу на наступне:

Для енергетичних рівнів електрона у атомі прийнято такі літерні позначення:

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

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

Числові значення магнітного квантового числа m_l – кількості орієнтувань залежать від орбітального квантового числа (енергетичного підрівня) і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l \dots 0 \dots +l$ (табл. 1).

Таблиця 1 – Значення магнітного квантового числа

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

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

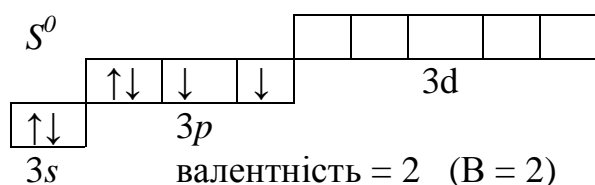
Електрони, які мають однаковий напрямок спіна $\uparrow\uparrow$ називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів $\uparrow\downarrow$ - *антипаралельними*.

Електронні формули атомів ([2] с. 88-100; [1] с. 45-51; [5] с. 82-87)

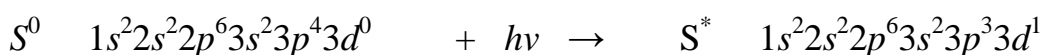
Електронні формули атомів у збудженому стані

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

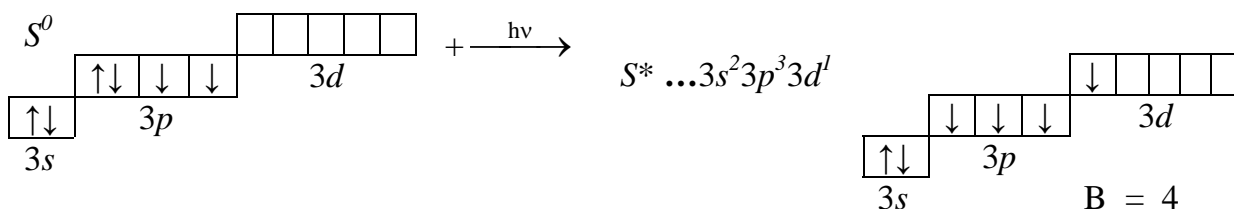
На третьому енергетичному рівні є вакантні *d*-орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з *p*- та *s*-підрівнів третього енергетичного рівня.



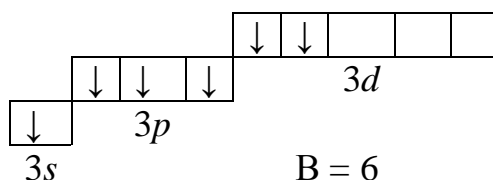
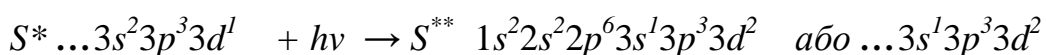
Електронна формула першого збудженого стану атома Сульфуру S^* :



або:



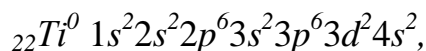
Електронна формула другого збудженого стану



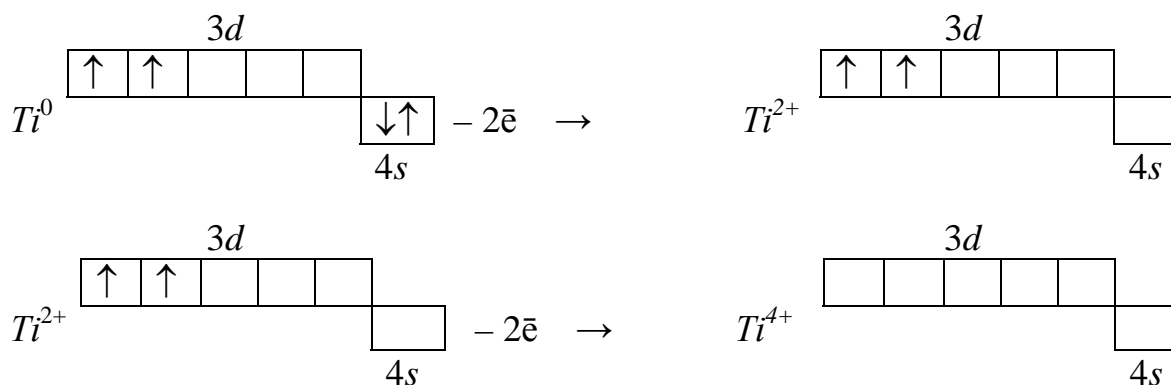
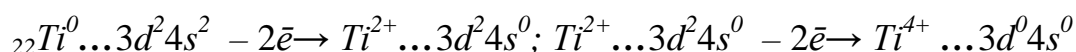
Внаслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульфуру стали неспареними, але кількість електронів незмінна.

Електронні формули йонів

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

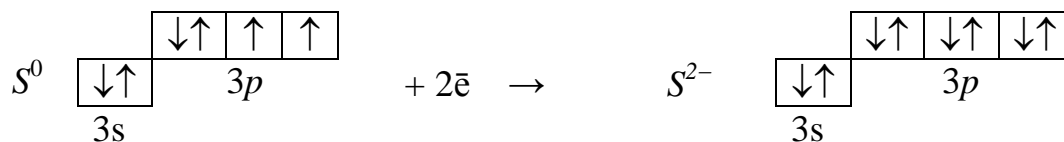
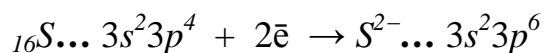


валентні електрони $\text{Ti}^0 \dots 3d^2 4s^2$, де 4 – зовнішній рівень (n), а попередній підрівень $3d^2$, на якому з 10 електронів (можливих) міститься тільки 2 \bar{e} .



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

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



Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва
([2] с. 50-59; [1] с. 62-63; [5] с. 88-97)

Одним з найважливіших законів природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. ([2] с. 50; [1] с. 62; [5] с. 88).

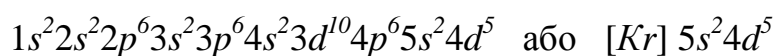
Періодична зміна властивостей хімічних елементів

Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність хімічних властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати на його властивості ([2] с. 56-59; [3] с. 62-63; [5] с. 90-97).

6.1.2 Приклади розв'язання завдань до теми «Будова атома»

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

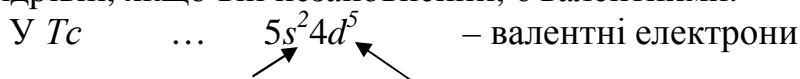
Розв'язання: Електронна формула атома ${}_{43}\text{Tc}$ така:



де 1, 2, 3, 4, 3, 4, 5, 4 – енергетичні рівні; s, p, d – підрівні.

Приклад 2. Визначити валентні електрони елемента.

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



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

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

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

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

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

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

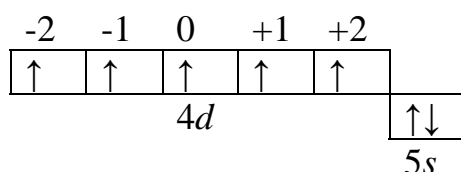
Приклад 4. У наведеної електронної формули ${}_{43}\text{Tc} \dots 4p^6 5s^2 4d^5$ визначити валентні електрони та охарактеризувати їх за допомогою чотирьох квантових чисел.

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

Tc на $4d$ знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не повністю заповнений. Тому валентні електрони Tc - $\dots 4d^5 5s^2$ або $\dots 5s^2 4d^5$

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

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



- графічне зображення валентних електронів Tc

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

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

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

На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які мають значення m_l – «-1», «0», «+1».

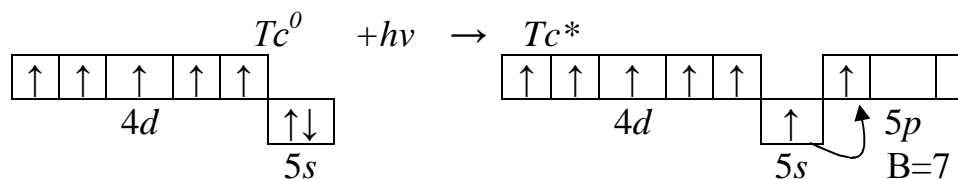
На d -підрівні – 5 комірок зі значенням m_l – «-2», «-1», «0», «+1», «+2».

Так само для f -підрівня значення m_l становить «-3», «-2», «-1», «0», «+1», «+2», «+3».

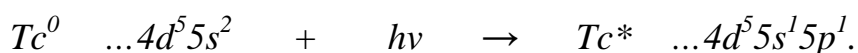
Таким чином, для $4d^1$ електрона m_l дорівнює «-2», а для $5s^1$ – «0». Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $4d^1 - 4d^5$ і $5s^1$ це значення «-1/2», а у $5s^2$ – антипаралельного електрона – «+1/2».

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

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



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

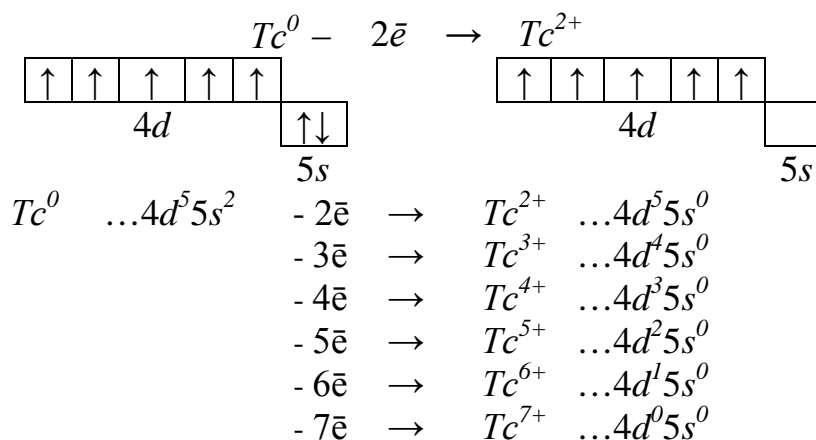


У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Tc^* валентність дорівнює 7.

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

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

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



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

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

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

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

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

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

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

Розв'язання: Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів: $2 + 6 = 8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до d -родини. Елементи s - і p -родин належать до головних підгруп, а елементи d - і f -родин – до побічних підгруп.

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

Хімічний зв'язок

Виникнення хімічного зв'язку

([2] с. 117-160; [1] с. 72-111; [5] с. 98-112)

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

Ковалентний зв'язок
([2] с. 121-138; [3] с. 73-88; [5] с. 99-100)

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

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

Метод валентних зв'язків

При утворенні хімічного зв'язку взаємодіють електрони зовнішніх електронних орбіталей – валентні електрони ([2] с. 121-146; [1] с. 73-85)

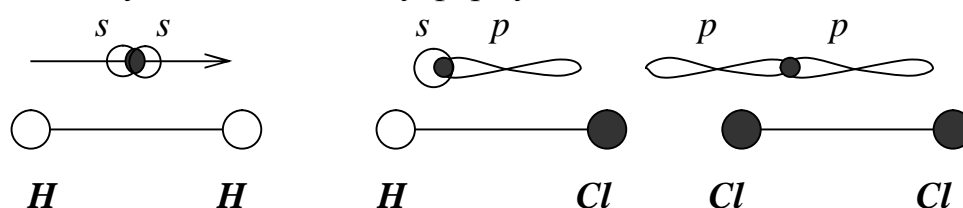
Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул
([2] с. 138-142; [5] с. 101-104)

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

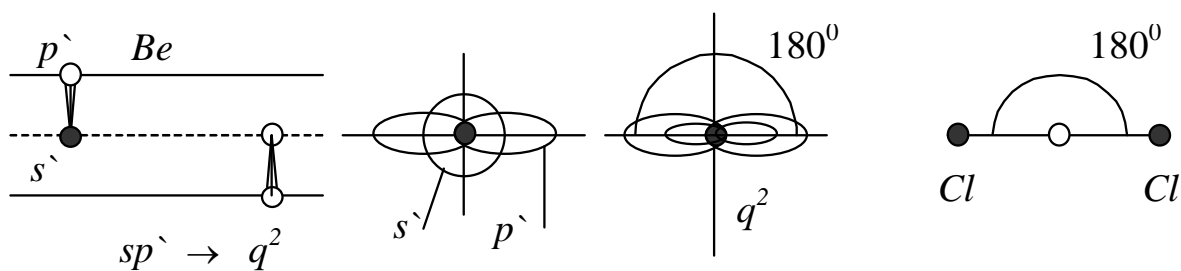
Рівноцінність їх пояснює *теорія гібридизації атомних орбіталей*, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюються рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

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

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



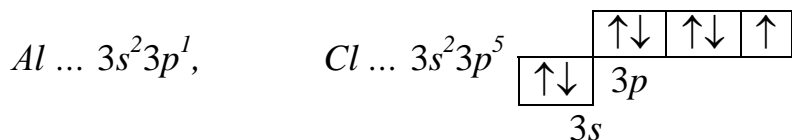
Тип гібридизації обумовлено характером електронів, які беруть участь в гібридизації. Розглянемо утворення молекули $BeCl_2$. Ступінь окиснення Берилію в молекулі +2, хлору -1. У стаціонарному стані берилію ($Be\ 1s^2 2s^2$) валентність атому дорівнює нулю, в молекулі Берилій – двовалентен. Тобто для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



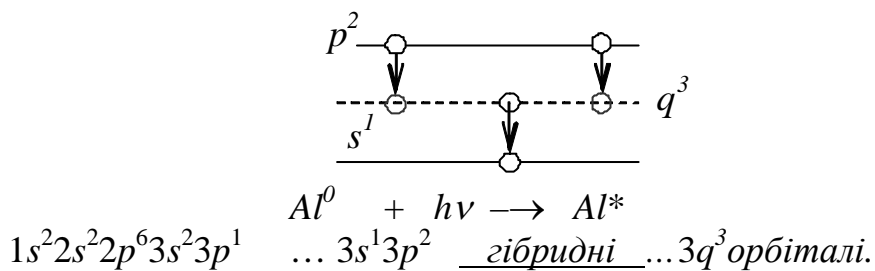
Внаслідок цього утворюються дві рівноцінні sp -гібридні орбіталі (q), які знаходяться в просторі під кутом 180° . Така sp -гібридизація характерна для елементів II групи, а їхні молекули мають лінійну форму.

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

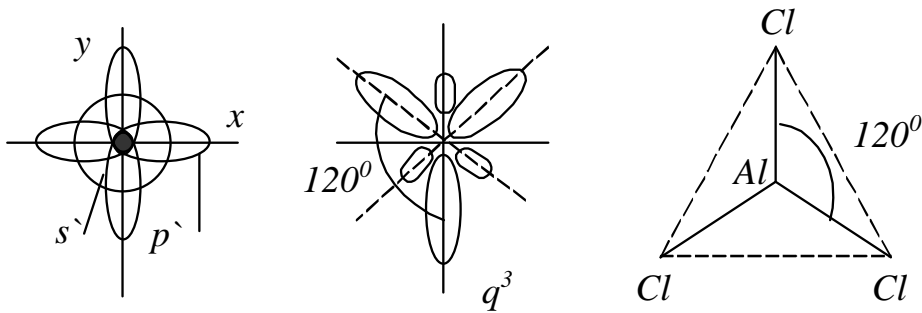
У молекулі хлориду алюмінію $AlCl_3$ у атома хлору один неспарений p -електрон



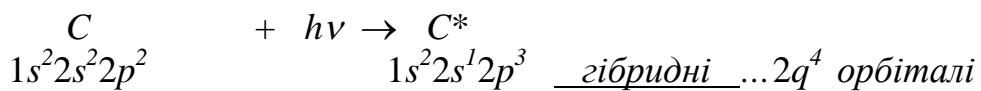
приймає участь в утворенні хімічного зв'язку. У атома Алюмінію в утворенні зв'язку приймають участь три електрони. Таким чином, з атомом Алюмінію взаємодіють три атоми Хлору. Якщо об'єднати ядра атомів, які утворюють зв'язки, то одержимо плоский трикутник.



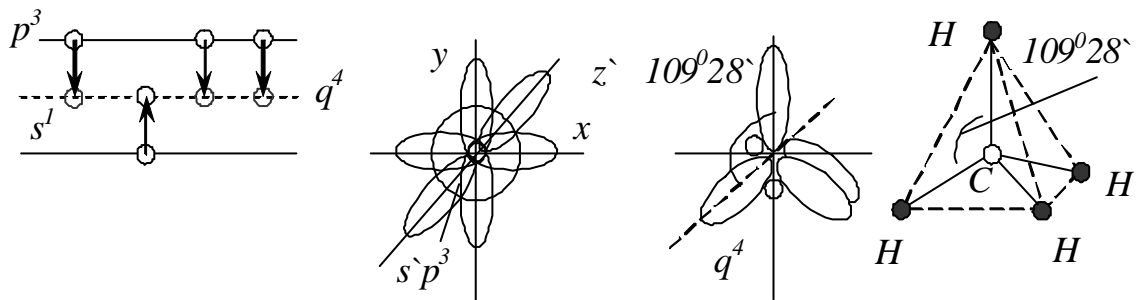
Три sp^2 -гібридні орбіталі розташовані під кутом 120°



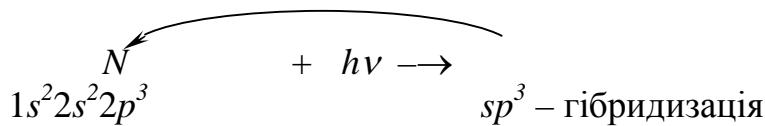
У молекулі метану CH_4 в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі атому Карбону – sp^3 -гібридизація.



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

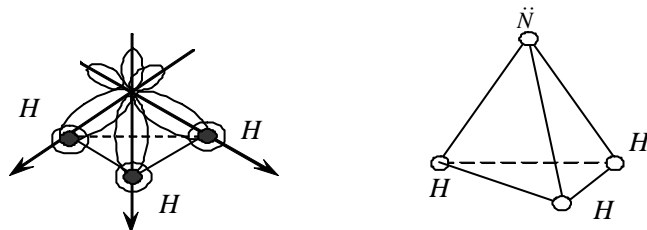


Сполуки *Нітрогену та Оксигену*. У молекулі амоніаку NH_3 в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атома Нітрогену нема збудженого стану, бо на другому рівні відсутні d -орбіталі

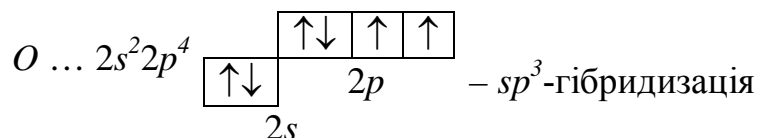


та $2s$ -орбіталь зайнята парою електронів.

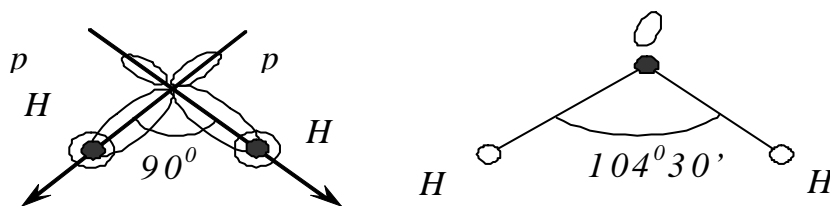
Через слабке відштовхування, яке існує між орбітальми, які беруть участь в утворенні зв'язку, та зайнятою $2s$ -орбітальною, валентний кут змінюється до $107^\circ 18'$. При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі амоніаку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



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



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



Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук
([2] с. 598-622; [3] с. 36-40)

Комплексні сполуки були одержані ще в середині XVIII ст.

Комплексні сполуки мають центричну будову, тобто всі групи, що входять до їх складу, певним чином розташовані навколо атома-комплексоутворювача, або центрального атома (йона).

Комплексоутворювач – у переважній більшості йон металу Me^{n+}



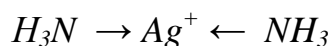
Центральним атомом можуть бути майже всі елементи періодичної системи, але найбільшу здатність до комплексоутворення виявляють *d*-елементи. Лужні і лужноземельні метали є найменш активними комплексоутворювачами. Таки неметали, як *B*, *Si*, *P*, *As*, виконують роль центрального атома у комплексних сполуках (КС) типу $K[BH_4]$, $H_2[SiF_6]$, $K[PF_6]$ тощо ([2] с. 601; [3] с. 37).

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



Будову молекул деяких комплексних сполук у просторі вперше пояснив А. Вернер ([2] с. 599; [3] с. 36).

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



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

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

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

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

Таблиця 3 – Типи гібридизації орбіталей центрального йона

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

Таблиця 4 – Назви комплексних сполук за систематичною номенклатурою

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

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

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

У новій хімічній літературі частіше використовують величину, обернену до константи дисоціації комплексу (або константи нестійкості –

K_n), яку називають константою утворення комплексу, або константою стійкості, і позначають β :

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

6.1.3 Приклади розв'язання завдань до теми «Хімічний зв'язок та комплексні сполуки»

Полярність хімічного зв'язку, геометрична форма молекул

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

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

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

Максимальне значення ΔEN у $AlCl_3 = 1,4$, з наведених це є найполярніший зв'язок, $\Delta EN (H_2S)$ та $\Delta EN (AsH_3)$ вказують на слабкополярний зв'язок.

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

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

❖ Знайти центральний атом та його валентність:

$AlCl_3$, центральний атом Al , валентність III;

H_2S центральний атом S , валентність II;

AsH_3 центральний атом As , валентність III;

BCl_3 центральний атом B , валентність III;

CCl_4 центральний атом C , валентність IV.

❖ Скласти електронну та електронно-графічну формули енергетичних рівнів центрального атома, електрони яких беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Оскільки центральні атоми – елементи головних підгруп, то їх валентні електрони розміщені тільки на зовнішньому енергетичному рівні: $_{13}Al \dots 3s^2 3p^1$, $_{16}S \dots 3s^2 3p^4$, $_{33}As \dots 4s^2 4p^3$, $_{5}B \dots 2s^2$, $_{5}B \dots 2s^2 2p^1$, $_{6}C \dots 2s^2 2p^2$.

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

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

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

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

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

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

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

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

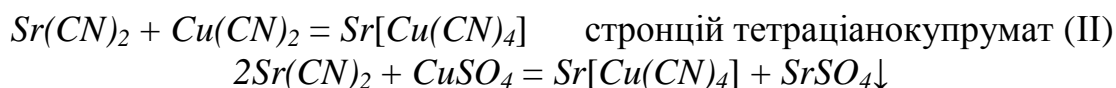
В утворенні зв'язку повинні брати участь один s - і три p -електрони, слід припустити гібридизацію одного s - і трьох p -електронів, це sp^3 -гібридизація атомних орбіталей центрального атома C . Утворює тетраedr, в якому кут дорівнює $109^\circ 28'$.

Комплексні сполуки

Приклад 3. З частинок Cu^{2+} , Sr^{2+} , CN^- скласти формулу комплексної сполуки та рівняння реакцій за якими можна добути ці сполуки. Дати назву сполуці.

Розв'язання. Треба визначити центральний атом – комплексоутворювач. Це може бути Cu^{2+} або Sr^{2+} , оскільки в більшості випадків центральний атом – це позитивно заряджений йон. Найчастіше це d -елемент, у даному випадку йон Cu^{2+} d -елемент, тобто він може бути

комплексоутворювачем. К.ч., як правило, вдвічі більше за ступінь його окиснення, тобто дорівнює 4. Йони Sr^{2+} , s-елемента утворюватимуть зовнішню сферу комплексної сполуки, а ліганди – нейтральні молекули або негативні йони – це CN^- . Отже, отримана формула $Sr[Cu(CN)_4]$ Наведений комплекс можна добути за реакціями:



Приклад 4. Дати назву сполукам: $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Ca[BeF_4]$

Розв'язання:

$[Ni(NH_3)_4]Cl_2$ – тетрааміннікеля(II) хлорид;

$[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$ – тетрааміндихлороплатини(IV) сульфат;

$[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ – пентаамінхлорокобальта(III) хлорид;

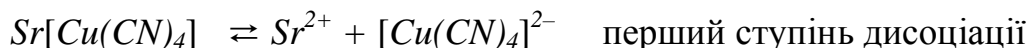
$[Cr(H_2O)_6]Br_3$ – гексааквахрома(III) бромід;

$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ – тетраамінкупрума(II) гідроксид;

$Ca[BeF_4]$ – кальцій тетрафлуороберилат(II).

Приклад 5. Записати рівняння процесу дисоціації комплексної сполуки $Sr[Cu(CN)_4]$.

Розв'язання:



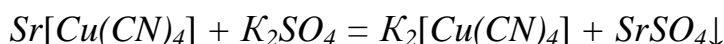
Приклад 6. Навести вираз для константи нестійкості комплексного йона $[Cu(CN)_4]^{2-}$.

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

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

Приклад 7. Скласти рівняння реакції обміну між комплексною сполукою $Sr[Cu(CN)_4]$ і сульфатом калію.

Розв'язання. Рівняння реакції має вигляд:



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

Закономірності перебігу хімічних реакцій

Енергетика хімічних процесів ([2] с. 169-208; [1] с. 111-121)

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

Теплові ефекти реакцій

([2] с. 170-173; [1] с. 111-117; [5] с. 152-159)

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

Внутрішня енергія

Кожна система має певний запас енергії, яку називають *внутрішньою енергією (U)*. ([2] с. 199-201; [1] с. 111-113; [5] с. 151, 152-159).

Ентропія ([2] с. 201-202; [3] с. 118-119, [5] с. 157)

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

Термодинамічна функція стану системи ([2] с. 203-207; [1] с. 119-121 [5] с. 158-160)

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

Енергія Гібса або ізобарно-ізотермічний потенціал.

Термохімічні закони ([2] с. 172; [1] с. 114; [5] с. 154-156)

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

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

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

6.1.4 Приклади розв'язання завдань до теми «Закономірності перебігу хімічних реакцій»

Приклад 1. Розрахувати ентальпію хімічного процесу

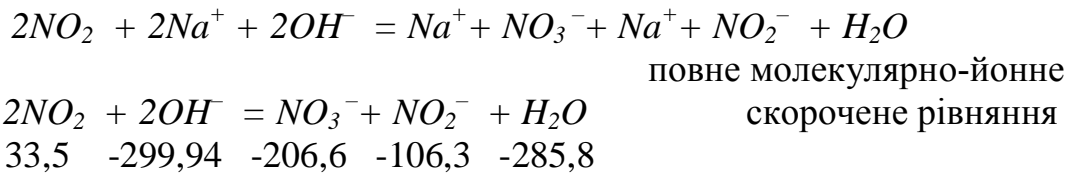


та визначити який це тепловий процес.

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



повне молекулярне рівняння,



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

Правило Гесса у загальному вигляді:

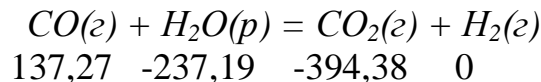
$$\Delta H_{x.p.} = \sum n\Delta H^0_{298}(\text{кінц.}) - \sum n\Delta H^0_{298}(\text{вихідн.})$$

Для даного рівняння має вигляд:

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

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

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



Розв'язання: Відомо, що ΔG є функцією стану, ΔG^0_{298} – табличні данні (додаток 7), маємо:

$$\begin{aligned} \Delta G_{x.p.} &= \sum n\Delta G^0_{298\text{прод.}}(\text{кінц.}) - \sum n\Delta G^0_{298\text{поч.}}(\text{вихідн.}) \\ \Delta G_{x.p.} &= -394,38 - (-137,27 - 237,19) = -19,28 \text{ кДж} \end{aligned}$$

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

Приклад 3. Реакція відбувається за рівнянням:



Визначте можливість самовільного перебігу реакції за стандартних умов. При якій температурі почнеться розклад NH_4Cl ?

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

Функції стану визначаємо:

$$\begin{aligned} \Delta H_{x.p.} &= \sum n\Delta H^0_{298} \text{ утв.}(\text{кінц.}) - \sum n\Delta H^0_{298} \text{ утв.}(\text{вихідн.}) \\ \Delta S_{x.p.} &= \sum nS^0_{298} \text{ утв.}(\text{кінц.}) - \sum nS^0_{298} \text{ утв.}(\text{вихідн.}) \end{aligned}$$

Тому:
$$\begin{aligned} \Delta H_{x.p.} &= (\Delta H^0_{298}(NH_3) + \Delta H^0_{298}(HCl)) - \Delta H^0_{298}(NH_4Cl) = \\ &= (-46,19 - 32,30) - (-313,39) = 176,9 \text{ кДж/моль}, \end{aligned}$$

де ΔH^0_{298} табличні значення.

$$\Delta S_{x.p.} = (S^{\circ}_{298}(\text{NH}_3) + S^{\circ}_{298}(\text{HCl})) - S^{\circ}_{298}(\text{NH}_4\text{Cl}) =$$

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

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

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

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

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

Приклад 4. Визначте зміну ентропії ΔS процесу плавлення 90 г льоду, тобто фазового переходу $\text{H}_2\text{O}(\kappa) - \text{H}_2\text{O}(p)$, за стандартних умов.

Розв'язання: Функція стану ΔS може бути обчислена:

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

$$\Delta S_{\text{плав.}} = S^{\circ}_{298} \text{H}_2\text{O}(p) - S^{\circ}_{298} \text{H}_2\text{O}(\kappa) = 70,1 - 39,3 = 30,8 \text{ Дж/(моль К)}.$$

Обчислюємо число моль льоду ν :

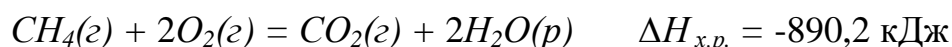
$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{90 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль.}$$

Зміна ентропії при плавленні 90 г льоду дорівнює:

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

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

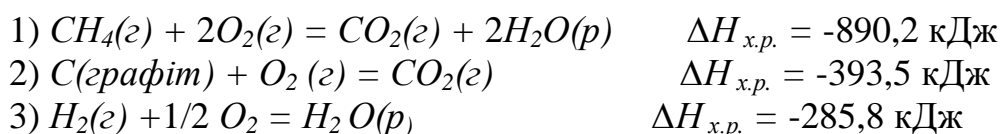
Приклад 5. Реакція горіння метану визначається за рівнянням:



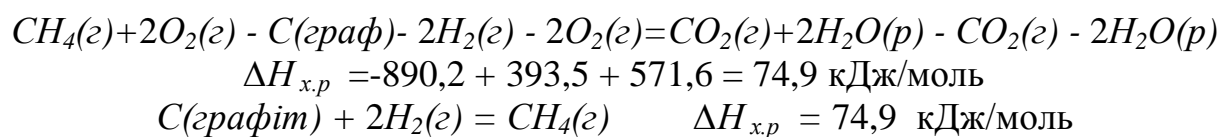
Визначити теплоту утворення метану, якщо відомі значення теплот утворення CO_2 та H_2O (табличні данні).

Розв'язання: Треба визначити тепловий ефект реакції, термохімічне рівняння якої має вигляд: $\text{C}(\text{графіт}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) \quad \Delta H_{x.p.} = ?$

Використовуємо слідуєчи данні:



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



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

Такий самий результат можна отримати відповідно до правила Гесса:

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

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

Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм. ([2] с. 174-198; [1] с. 121-133; [5] с. 175, 176)

Закон діючих мас

([2] с. 176; [1] с. 123; [5] с. 176, 177, 179)

Вплив температури на швидкість хімічної реакції [2] с. 177-179, [1] с. 113.

Хімічна рівновага

([2] с. 187-191; [1] с. 129-133; [5] с. 182-185)

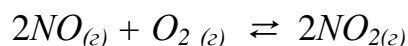
Порушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

([2] с. 190-199; [3] с. 131-133; [5] с. 185-187)

Приклади розв'язання завдань

Приклад 6. В гомогенній системі $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ рівноважні концентрації реагуючих речовин при сталій температурі становить $[NO] = 0,4$ моль/дм³, $[O_2] = 0,2$ моль/дм³, $[NO_2] = 1,2$ моль/дм³. Визначити константу рівноваги та концентрації вихідних речовин.

Розв'язання: Для наведеної системи:



вираз для константи рівноваги має вигляд:

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

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

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

$$C_{\text{вих}}(O_2) = [O_2] + 0,6 = 0,2 + 0,6 = 0,8 \text{ моль/дм}^3$$

Приклад 7. Визначити як зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі, якщо тиск зменшиться у 4 рази: $CO_2(z) + C(m) = 2CO(z)$

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

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

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

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

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

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

Приклад 8. Визначити як зміниться швидкість реакції в гомогенній системі при зниженні температури з 90 до 60 °С, якщо $\gamma = 3$.

Розв'язання: Згідно з правилом Вант-Гоффа:

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

де v_2, v_1 – швидкості реакцій за температур T_1 та T_2 ,

ΔT – зміна температури.

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

Відповідь: швидкість реакції зменшиться у 9 разів.

Приклад 9. Як зміниться напрямок хімічної рівноваги в системі якщо: $P \downarrow, T \uparrow, C_3 \uparrow$; або $P \uparrow, T \downarrow, C_3 \downarrow$.



Розв'язання: Для виявлення впливу температури на зсув рівноваги в системі визначаємо за ΔH , що прямий процес – ендотермічний, а зворотний – екзотермічний.

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

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

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

Розчини

Для вивчення матеріалу цього розділу студенти звертаються до літератури ([2] с. 217-270; [1] с. 151-181; [5] с. 193-235).

Способи визначення складу розчинів

([2] с. 219-220; [1] с. 151-155; [5] с. 193-196)

Колигативні властивості розведених розчинів

([2] с. 228-237; [1] с. 155-160; [5] с. 211-213)

Водні розчини електролітів

([2] с. 237-258; [1] с. 164–173; [5] с. 213-219).

Сильні електроліти

([2] с. 246-255; [1] с. 164-170; [5] с. 219)

Йонний добуток води. Водневий показник

([2] с. 259; [1] с. 175-177; [5] с. 220-221)

Гідроліз солей

([2] с. 264-270; [1] с. 178-181; [5] с. 224-229)

Добуток розчинності

([2] с. 256-258; [3] с. 173-175; [5] с. 221-223).

6.1.5 Приклади розв'язання завдань до теми «Розчини»

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

Розв'язання: Масові концентрації – це масова частка (ω) та молярна концентрація (C_m). Визначити ω можливо за формулою:

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

де ω – масова частка розчиненої речовини; m_p – маса розчиненої речовини; $m_{p-ну}$ – загальна маса розчину; $m_{p-ка}$ (m_s) – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см³; V – об'єм розчину.

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

бо $C\% = \omega \cdot 100\%$.

Молярна концентрація дорівнює:

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

де m_p і m_s – маса розчиненої речовини і розчинника; M – молярна маса розчиненої речовини. Одиниця виміру молярності – **моль/кг**.

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

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

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

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

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

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

T^* - титр розраховується до четвертого знаку.

Треба визначити об'єм розчину, який дорівнює:

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

Тоді:

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

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

або

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

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

Відповідь. Масові концентрації: $\omega = 0,16$; $C_m = 1,427$ моль/кг;
об'ємні: $C_M = 1,38$ моль/дм³; $C_{Мекв} = 4,14$ моль/дм³;
 $T = 0,1842$ г/см³.

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

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

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

Масу Na_2CO_3 , необхідну для приготування розчину обчислимо:

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

де $M(Na_2CO_3) = 106$ г/моль.

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

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

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

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

Маса розчиненого сірководню дорівнює:

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

де $M(H_2S) = 34$ г/моль

Маса розчину дорівнює:

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

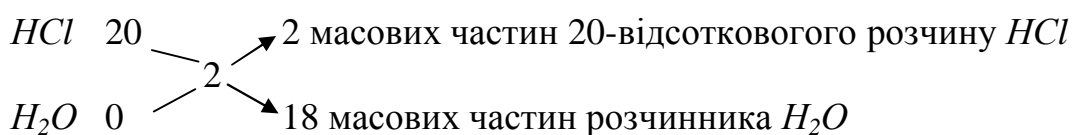
Масова частка сірководню в цьому розчині дорівнює:

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

Відповідь. Масова частка H_2S у розчині $0,424 \cdot 10^{-4}$.

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

Розв'язання: Вирішити це завдання можна скориставшись діагональною схемою або «правилом хреста». В лівий верхній кут треба помістити вищу концентрацію (20), у нижній лівий – меншу концентрацію (0 для розчинника H_2O), в центрі – концентрацію яку готують:



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

Для отримання 250 г 2% розчину треба змішати:

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

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

Відповідь. Для приготування 250 г 2-відсоткового розчину HCl треба $22,7 \text{ см}^3 HCl$ та 225 см^3 води (H_2O).

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

Розв'язання. Визначаємо масу безводної солі відповідно за формулою:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}$$

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

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

1 моль $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	містить	1 моль $CuSO_4$
249,5 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	-	159,5 г $CuSO_4$
m г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	-	3,19 г $CuSO_4$

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

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

Розчини сильних електролітів

Приклад 6. Осмотичний тиск 0,1 н $ZnSO_4$ при 0 °С дорівнює $1,59 \cdot 10^5$ Па. Визначить ізотонічний коефіцієнт цього розчину.

Розв'язання. Осмотичний тиск розчинів електролітів дорівнює:

$$p_{осм} = i \cdot C_M \cdot RT$$

Ізотонічний коефіцієнт:

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

де $C_M(ZnSO_4) = \frac{1}{2} C_H$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,4.

Приклад 7. Тиск водяної пари над розчином 24,8 г KCl у 100 г води при 100 °С дорівнює $9,14 \cdot 10^4$ Па. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт, якщо тиск водяної пари при цій температурі дорівнює $1,0133 \cdot 10^5$ Па.

Розв'язання: Перший закон Рауля для електролітів:

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

Кількість речовини KCl та води визначаємо:

$$v_B = \frac{m}{M}$$

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

де $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5$ г/моль.

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

де $M(H_2O) = 2 + 16 = 18$ г/моль.

Ізотонічний коефіцієнт дорівнює:

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

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,75.

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

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

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

де C_m – моляльна концентрація;

$$C_m = \frac{v_p}{m_s} = \frac{m_p \cdot 1000}{M \cdot m_s},$$
$$\Delta T_{\text{кип}} = \frac{i \cdot E \cdot m_p \cdot 10^3}{M \cdot m_s};$$

звідси:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{кип}} \cdot M \cdot m_s}{E \cdot m_p \cdot 10^3} = \frac{0,184 \cdot 40 \cdot 1000}{0,516 \cdot 8 \cdot 10^3} = 1,78.$$

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,78.

Приклад 9. Тиск пари 8-відсоткового водного розчину NaNO_3 дорівнює 2268,8 Па при 20 °С. Тиск парів води при цій температурі – 2337,8 Па. Обчисліть уявний ступінь дисоціації NaNO_3 у цьому розчині.

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

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

де $v(\text{NaNO}_3) = \frac{8}{85} = 0,094$ моль; де $M(\text{NaNO}_3) = 85$ г/моль;

$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{(100 - 8)}{18} = 5,105$ моль, де $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

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

Уявний ступінь дисоціації NaNO_3 у цьому розчині:

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

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

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

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

Приклад 10. Температура замерзання розчину, що має 0,25 моль HNO_3 у 2,5 дм³ H_2O становить -0,35 °С. Обчисліть уявний ступінь дисоціації кислоти в цьому розчині (K для води дорівнює 1,86 °).

Розв'язання: $M(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль.

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

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зам}} \cdot M \cdot m_s}{K \cdot m_p \cdot 10^3} = \frac{0,35 \cdot 63 \cdot 2500}{1,86 \cdot 63 \cdot 0,25 \cdot 1000} = 1,88$$

Уявний ступінь дисоціації HNO_3 у цьому розчині:

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

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

Приклад 11. Обчислити йонну силу розчину K_2SO_4 , що має концентрацію 0,02 моль на 1000 г H_2O .

Розв'язання: Йонна сила розчину дорівнює:

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

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

Відповідь: Йонна сила розчину дорівнює 0,06.

Приклад 12. Обчисліть активну концентрацію $CaCl_2$ у розчині, що містить 0,925 г $CaCl_2$ у 500 г води.

Розв'язання: Визначаємо молярну концентрацію:

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

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

Обчислимо йонну силу розчину:

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

За додатком 9 знаходимо коефіцієнт активності залежно від йонної сили розчину:

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

Активність йонів дорівнює:

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

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

Активна концентрація дорівнює:

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

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

Приклад 13. Обчисліть середній коефіцієнт активності йонів $AgNO_3$ у розчині, що містить 0,01 моль речовини $AgNO_3$ у 1000 г води.

Розв'язання. Йонна сила розчину $AgNO_3$:

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

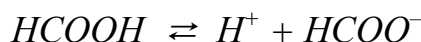
Середній коефіцієнт активності йонів $AgNO_3$:

$$\lg f = -0,5117 Z_1 Z_2 \sqrt{I}$$
$$\lg f = -0,5117 \cdot 1 \cdot 1 \sqrt{0,01} = -0,05117 ; \quad f_{\pm} = 0,89$$

Розчини слабких електролітів

Приклад 14. Обчисліть ступінь дисоціації $HCOOH$ у 0,01 н розчині, якщо у 10^{-3} дм³ розчину міститься $6,82 \cdot 10^{18}$ розчинених частинок (йони та недисоційовані частинки).

Розв'язання. Мурашина кислота дисоціює за рівнянням:



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

$$6,82 \cdot 10^{18} = (6,02 \cdot 10^{18} - n) + 2n = 6,02 \cdot 10^{18} + n$$
$$n = 6,82 \cdot 10^{18} - 6,02 \cdot 10^{18} = 0,8 \cdot 10^{18}$$

Звідки:

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

Приклад 15. Обчисліть ступінь дисоціації сірководневої кислоти за першим ступенем у 0,1М розчині, якщо константа дисоціації $K_d = 1,1 \cdot 10^{-7}$.

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

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

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

Приклад 16. Обчисліть концентрацію йонів OH^- в 0,01 М розчині NH_4OH , якщо $K_{disc} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

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

$$C_{iон} = C \cdot \alpha \cdot n.$$

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

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

Концентрація йонів OH^- дорівнює:

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

Приклад 17. Добуток розчинності BaF_2 при 18°C дорівнює $1,7 \cdot 10^{-6}$. Обчисліть концентрацію йонів Ba^{2+} та F^- у насиченому розчині BaF_2 .

Розв'язання. Дисоціація солі протікає за рівнянням:



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

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

Добуток розчинності солі $DP(\text{BaF}_2) = C(\text{Ba}^{2+}) \cdot C(\text{F}^-)$.

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

$$DP(\text{BaF}_2) = C(\text{Ba}^{2+}) \cdot (2C(\text{Ba}^{2+}))^2 = 4C^3(\text{Ba}^{2+}) = 1,7 \cdot 10^{-6}$$

Концентрація йонів Ba^{2+} дорівнює:

$$C(\text{Ba}^{2+}) = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$
$$C(\text{F}^-) = 0,75 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

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

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

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

$$C(\text{Mg}^{2+}) = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$
$$C(\text{OH}^-) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$
$$DP(\text{Mg}(\text{OH})_2) = C(\text{Mg}^{2+}) C(\text{OH}^-) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

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

Приклад 19. $DP(PbI_2)$ при $20\text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть розчинність (моль/дм³) при заданих умовах.

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

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

звідси

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

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

6.2 До змістовного модулю ЗМ-Л2

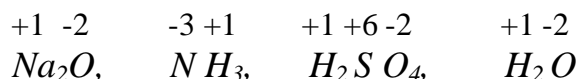
Окисно-відновні реакції

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

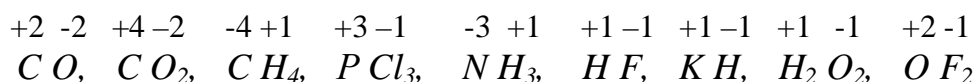
Ступінь окиснення

([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 іонів. 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.

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).

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 $H_2 S$, NH_3 , PH_3 , KI , HCl та інші.

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

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

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

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

Еквіваленти окисників та відновників

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

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

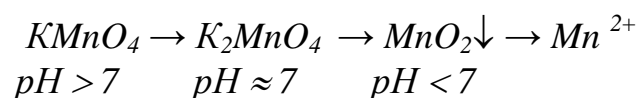


Еквівалентом окисника (відновника) називається така його кількість, що приєднує (віддає) 1 моль електронів.

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

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

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

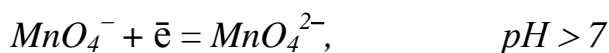


$$M(KMnO_4) = 158 \text{ г/моль}; \quad f_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5};$$

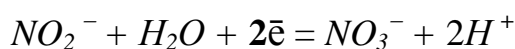
$$M_{екв}(KMnO_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ г/моль}$$



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



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



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

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

Складання окисно-відновних реакцій (ОВР)

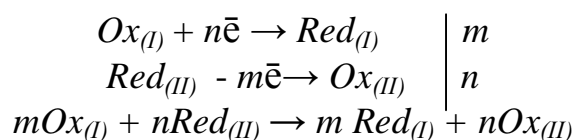
Для складання ОВР потрібно знати функцію реагуючих речовин в ОВ процесі та встановити продукти реакції. Продукти визначають експериментально або передбачають на основі хімічних властивостей вихідних речовин. Другим етапом є визначення стехіометричних коефіцієнтів. Найбільш поширені такі методи: *електронного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

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

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

Окисник $Ox_{(1)}$, елемент у вищому або високому ступені окиснення, приєднуючи n електронів, перетворюється на відновник $Red_{(1)}$ де ступінь

окиснення зменшується. Відновник $Red_{(II)}$, елемент у нижчому або низькому ступені окиснення, віддаючи m електронів, перетворюється на окисник $Ox_{(II)}$ у якому ступінь окиснення більш висока.



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

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.

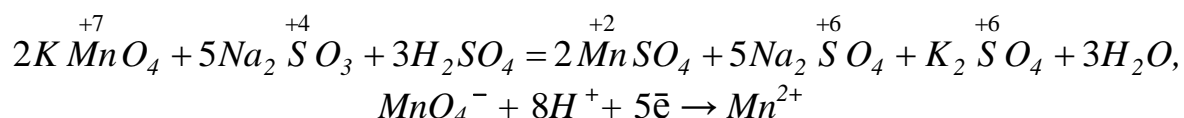
Кількісні характеристики ОВР, спрямованість
([2] с. 297-298; [3] с. 184; [5] с. 249)

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.

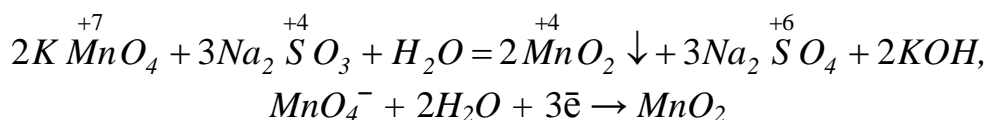
Вплив реакції середовища
([2] с. 295; [3] с. 184; [5] с. 246)

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

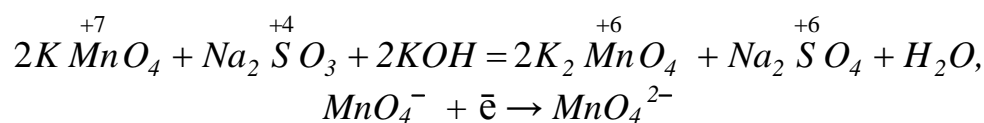
У кислому середовищі йон MnO_4^- , відновлюється сульфітом натрію до Mn^{2+} :



в нейтральному середовищі – до оксиду Мангана (IV):



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

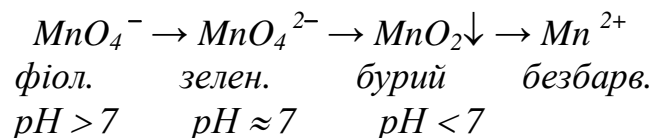


Вплив середовища на перебіг зазначених реакцій можна пояснити тим, що в кислому середовищі йони Гідрогену спричинюють сильну деформацію перманганат-йонів, послаблюють зв'язок між атомами

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 $Mn - O$.



$\xrightarrow{\hspace{15em}}$
 Глибина відновлення зростає зі зменшенням pH .

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 (додаток 11).

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.

6.2.1 Приклади розв'язання завдань до теми «Окисно-відновні реакції»

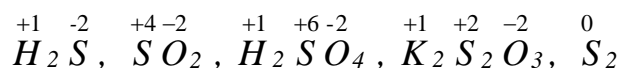
1 Ступені окиснення

Приклад 1. Визначте 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 .

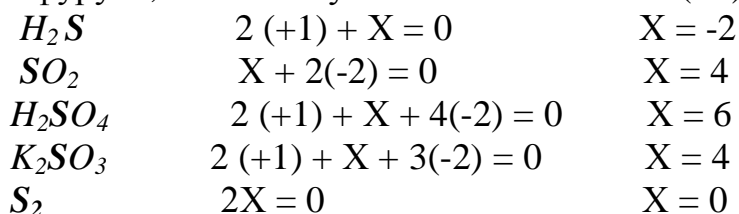
Розв'язання.

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



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

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

Всі останні – проміжні ступені окиснення Сульфур, тому сполуки можуть бути як окисником так і відновником, це залежить від другого агента ОВР (SO_2, Na_2SO_3, S_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.

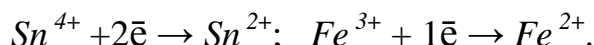
Без окиснення не може бути відновлення та навпаки. Окисник окиснює іншу речовину під впливом відновника, сам при цьому відновлюється.

Окисники, відновники та їх еквіваленти

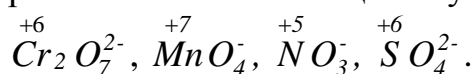
Найважливіші окисники:

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

2. Катіони металів у вищому 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 ступінь окиснення може зростати



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

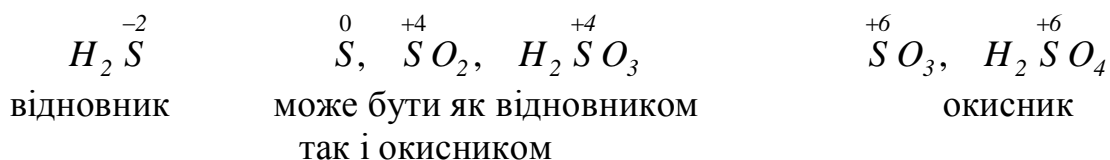
4. Гідриди – CaH_2, NaH, SiH_4, CH_4 .

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.

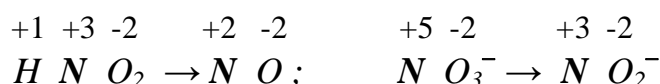


Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділений на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника).

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:

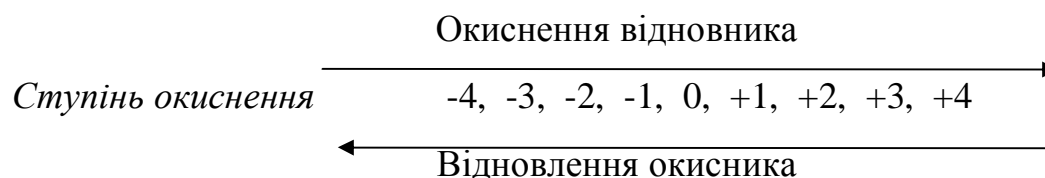


Оскільки Нітроген – елемент п'ятої групи, значення вищого ступеня окиснення дорівнюватиме +5, тому NO_3^- може бути тільки окисником.

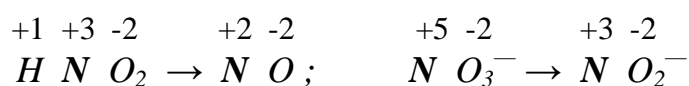
В системі $NO_3^- : NO_2^-$, йон NO_3^- буде окисником, йон NO_2^- буде відновником, де Нітроген (+3) має нижче значення ступеня окислення ніж в NO_3^- .

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

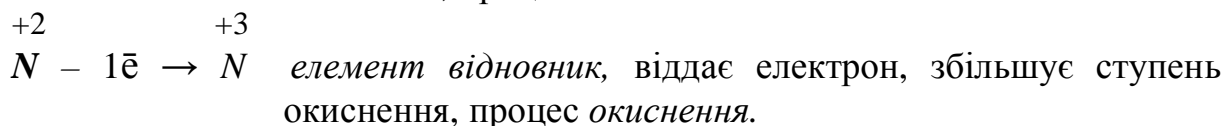
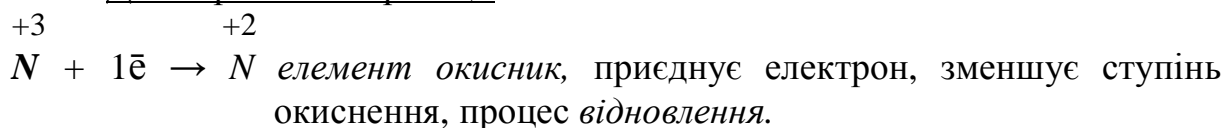
Окисно-відновні властивості атомів елементів залежать від їх місця у періодичній системі елементів, від їх ступеня окиснення в речовині, окисно-відновних властивостей інших речовин, які беруть участь у реакції.



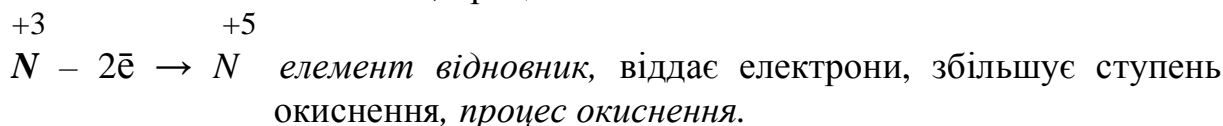
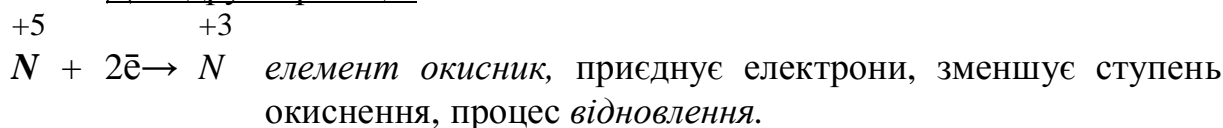
Для складання схем ОВ процесів використовуємо метод електронного балансу:



Для першої напівреакції:



Для другої реакції:



Фактор еквівалентності:

Для Нітрогену в сполуках HNO_2 та NO зміна електронів однакова – 2 електрона; $f_{\text{екв}}(HNO_2) = 1/2$, $f_{\text{екв}}(NO) = 1/2$,

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

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

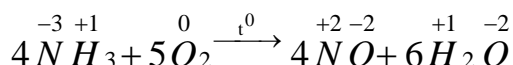
Для Нітрогену в йонах NO_3^- та NO_2^- зміна – 1 електрон, тому фактор еквівалентності дорівнює 1.

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

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

Складання ОВР

Метод електронного балансу ґрунтується 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 :



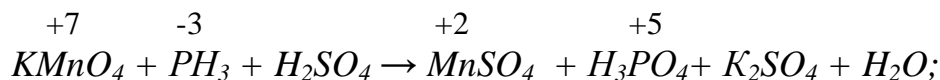
відновник 4 $\left| \begin{array}{l} N^{-3} - 5\bar{e} \rightarrow N^{+2} \\ O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2} \end{array} \right.$ – процес окиснення
окисник 5 $\left| \begin{array}{l} N^{-3} - 5\bar{e} \rightarrow N^{+2} \\ O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2} \end{array} \right.$ – процес відновлення

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

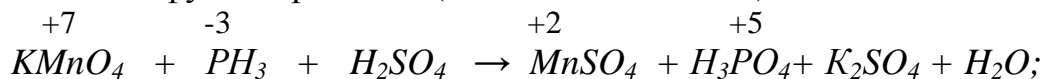


Розв'язання:

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

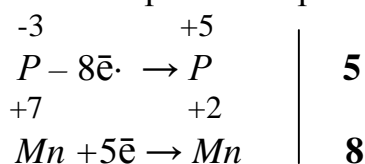


2) Визначаємо функції речовин (окисник, відновник)



Окисник Відновник середовище

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



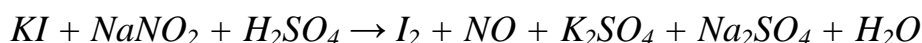
4) Ставимо одержані числа в схему реакції як стехіометричні коефіцієнти, урівнюємо решту елементів та кислотні залишки



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

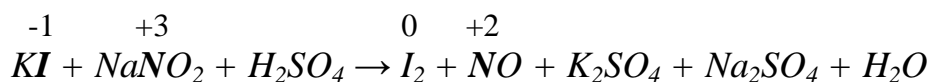
Завдання 2. Методом електронно-йонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

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^+ .

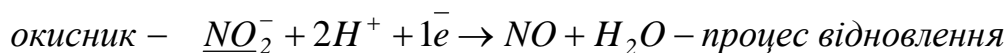
4) Записуємо схеми напівреакцій (виділені йони, молекули):



5) Визначаємо баланс атомів та йонів:



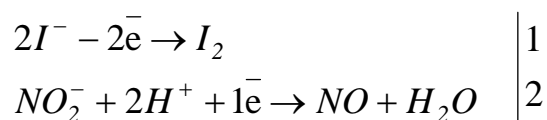
6) Визначаємо баланс зарядів в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища



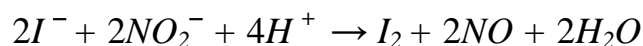
Йони йоду утворюють молекулу I_2 , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти $2I^-$, які втратять 2 електрони, тобто I^- – відновник.

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

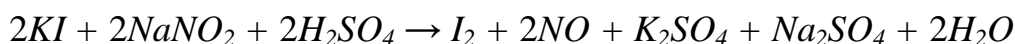
7) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ($2\bar{e}$ та $1\bar{e}$), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



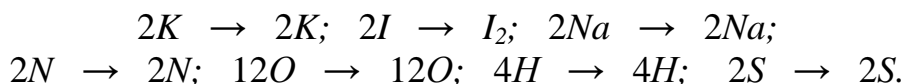
8) Підсумовуємо напівреакції у єдину реакцію з урахуванням коефіцієнтів



9) Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами



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



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

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

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

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

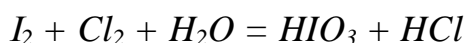
$$M_{екв}(KI) = 2 \cdot \frac{1}{2} \cdot 166 = 166 \text{ г/моль}$$

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

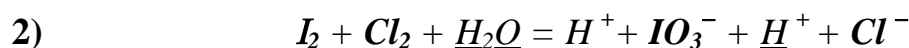
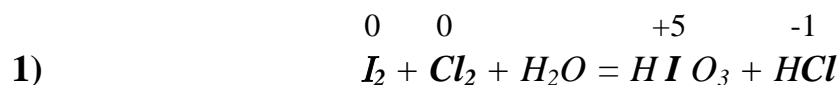
$$M_{екв}(NaNO_2) = 1 \cdot 69 = 69 \text{ г/моль}$$

Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати йонами I^- електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до йону NO_2^- – процес відновлення; йон I^- – відновник; йон NO_2^- – окисник. $M_{екв}(KI) = 166 \text{ г/моль}$, $M_{екв}(NaNO_2) = 69 \text{ г/моль}$.

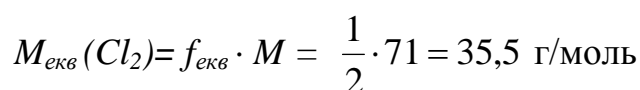
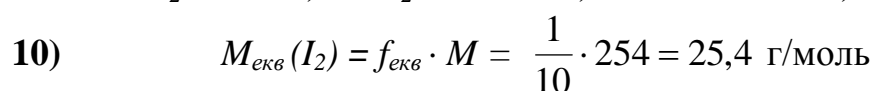
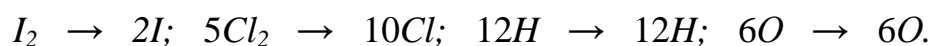
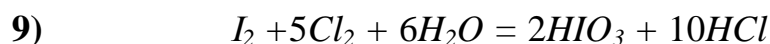
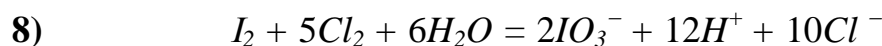
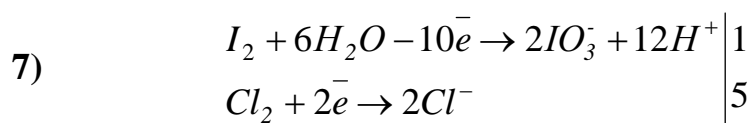
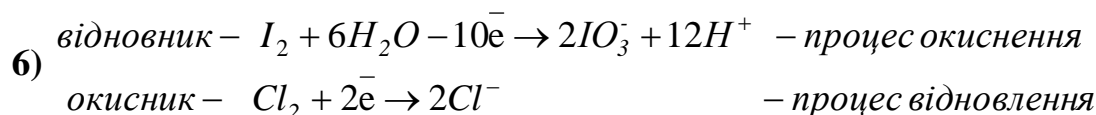
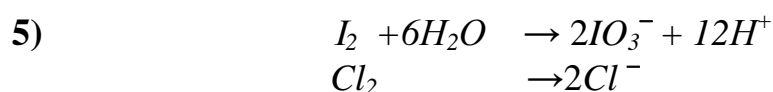
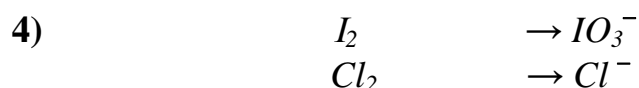
Приклад 2. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника.



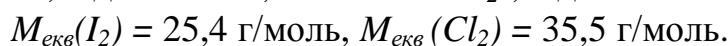
Розв'язання:



3) нейтральне середовище перейде в кисле



Відповідь: Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процеси окиснення, відновлення; окисник – Cl_2^0 , відновник – I_2^0 .



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

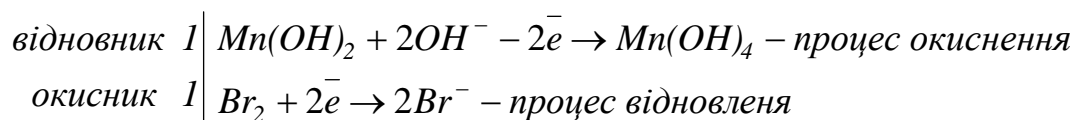
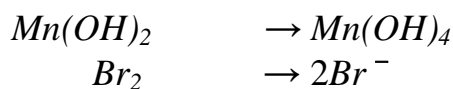


Розв'язання:





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



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

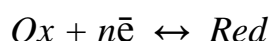
$$M_{\text{екв}}(\text{Br}_2) = f_{\text{екв}} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 160 = 80 \text{ г/моль}$$

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

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

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:

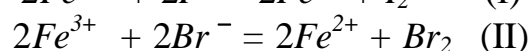
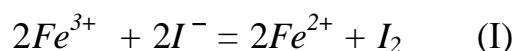


Кожна напівреакція, що характеризується більшим значенням окисно-відновного потенціалу (ОВП), відбувається легше, ніж реакція, в якій значення цього потенціалу менше.

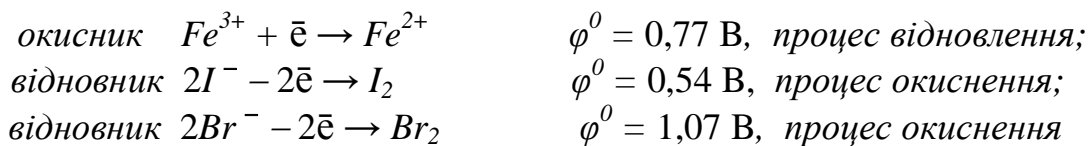
Приклад 4. Пояснити, чому за стандартних умов йони $\text{Fe}(\text{III})$ можуть окислити йони Йоду I^- , проте не окиснюють йони Броду Br^- .

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 броду.

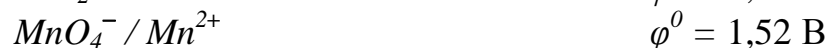
Приклад 5. Встановити, який з сильних окисників – PbO_2 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ – може окислити за стандартних умов галогенід-йони (Cl^- , Br^- , I^-) до галогенів.

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.

$$E^0_{(I)} = 1,46 - 1,36, (1,07 ; 0,54) > 0 \text{ В}$$

$$E^0_{(II)} = 1,52 - 1,36 (1,07 ; 0,54) > 0 \text{ В}$$

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

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

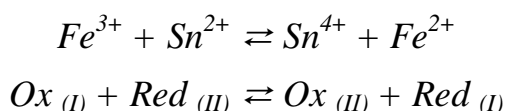
При реакції (а) значення E^0 негативне:

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

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:



3. Обчислюємо E^0 :

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

Висновок: реакція відбуватиметься у прямому напрямку.

Основи електрохімії

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 на 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 полюса 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.

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.*

6.2.2 Приклади розв'язання завдань до теми «Основи електрохімії»

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

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

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

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

де φ, φ^0 – електродний та стандартний електродний потенціал металу;

2,3 – перехід від натурального до десяткового логарифма;

R – універсальна газова стала – 8,314 Дж/моль·К;

T – температура, К;

n – кількість електронів, яку втрачає атом;

F – стала Фарадея – 96484 Кл/моль (для t в с) та 26,8 А·год (для t в год);

C – концентрація молярна, моль/дм³.

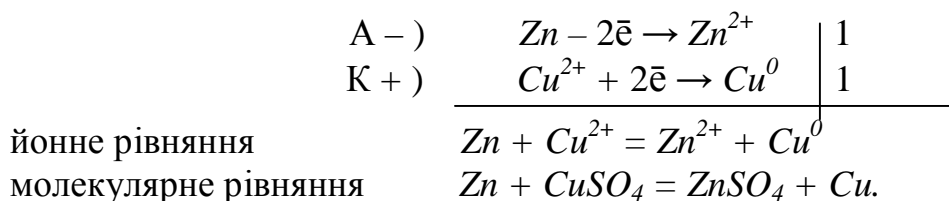
Максимальна різниця потенціалів електродів – напруга гальванічного елемента, – яка може бути отримана при роботі гальванічного елемента, називається *електрорушійною силою (ЕРС)* гальванічного елемента або напругою ($\varepsilon, \Delta\varphi$).

Приклад: *гальванічний елемент Даніеля-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;

Задача 1. Визначити величину електродного потенціалу металу в розчині його солі: $Cr/Cr(NO_3)_2$, $C_M(Cr(NO_3)_2) = 0,05$ моль/дм³.

Розв'язання:

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

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

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

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

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

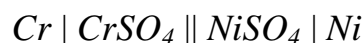
$$C_M = 0,05 \text{ моль/дм}^3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

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

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

Задача 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:

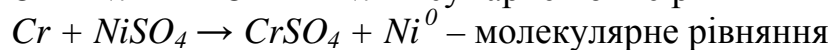
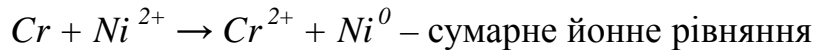
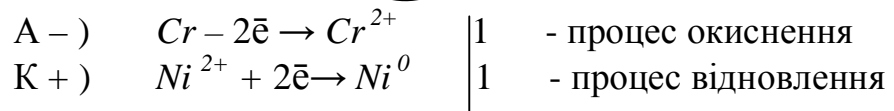
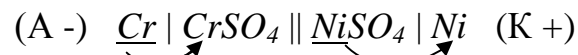
1. З таблиці стандартних електродних потенціалів (додаток 10) знаходимо стандартні потенціали Cr та Ni

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

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

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 ε (EPC) завжди позитивна та визначається за формулою

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

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

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

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

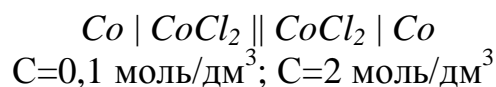
тобто процес самовільний (бо $\Delta G < 0$).

Робота гальванічного елемента становить

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

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

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



Визначити напругу цього елемента.

Розв'язання:

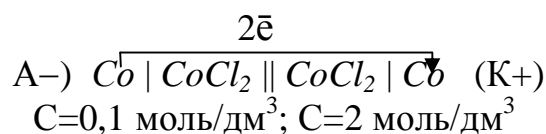
1. Знаходимо з додатків табл. 10 стандартний електродний потенціал $Co - \varphi_{Co/Co^{2+}}^0 = -0,28 \text{ В.}$

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

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

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

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 (А-) до катода (К+).

4. Напряга цього гальванічного елемента дорівнює

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

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

Відповідь: електрони перебігають від *Co* зануреного в розчин солі з $C_{Co^{2+}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$ (А-), до *Co*, зануреного в розчин з $C_{Co^{2+}} = 2 \text{ моль/дм}^3$ (К+).

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:

$$\varphi_{2H_2O/H_2+2OH^-} = -0,41 \text{ В} + \eta^0 \quad \text{при } pH = 7$$

$$= -0,83 \text{ В} + \eta^0 \quad \text{при } pH = 14$$

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

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

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

в лужному середовищі –

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

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

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

1) аніони безкиснево-вмісних кислот – Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}
 $\varphi = 1,36; 1,06; 0,54; -0,52$ В.

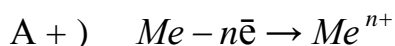
(крім HF , та фторид-йонів $\varphi_{F_2/2F^-} = +2,88$ В)

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

або $4OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2$; $\varphi = +0,4$ В + η^0 .

3) окиснювані 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;

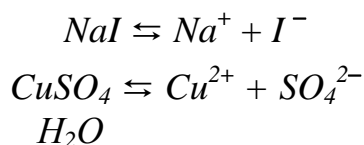
I – сила струму (А);

t – час в секундах чи годинах;

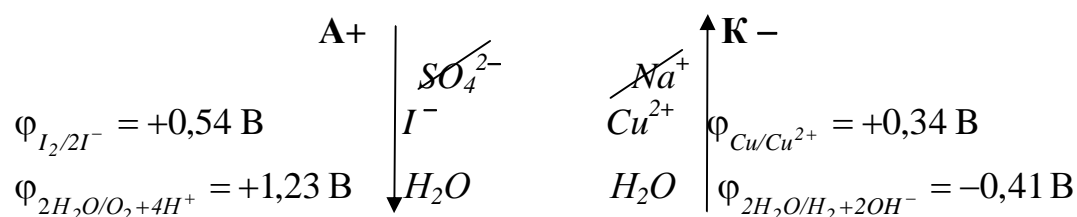
F – стала Фарадея, яка становить $F = 96484$ Кл(А·с)/моль, якщо t – с,
 або $F = 26,8$ А·год/моль (t – год).

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



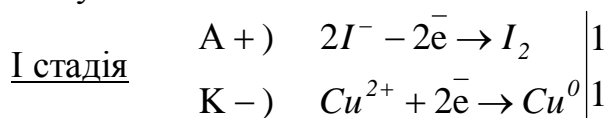
Вказуємо на схемі, які йони надходять до електродів та їх стандартні потенціали, а також потенціали води, бо йде електроліз водних розчинів



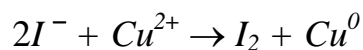
Спочатку на аноді окиснюються йони, молекули, стандартний потенціал яких найменший (\downarrow), а на катоді відновлюються йони, молекули з найбільшим потенціалом (\uparrow).

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



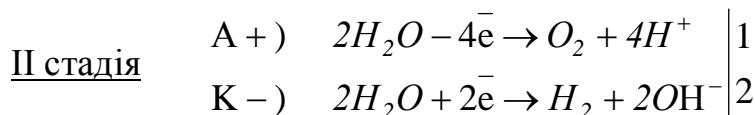
Сумарний процес:



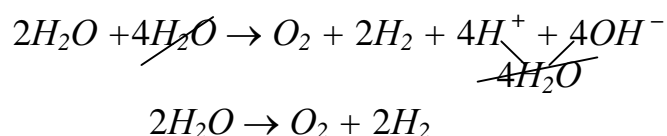
Розрахуємо напругу розкладу суміші солей

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

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



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

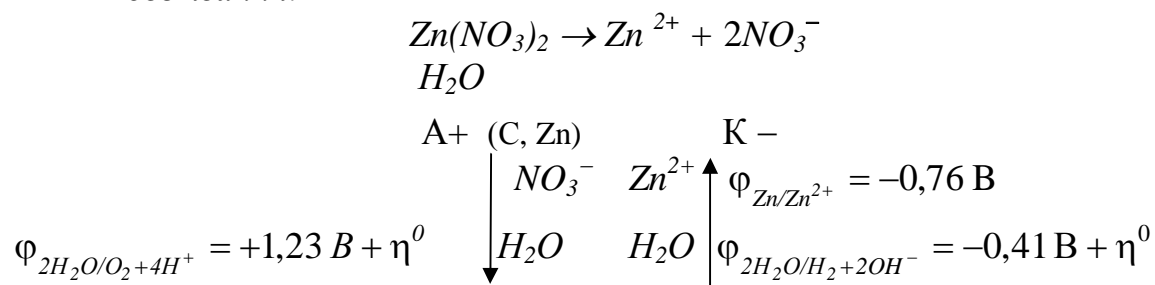
3) йони Na^+ відновлюватися із водних розчинів не можуть.

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

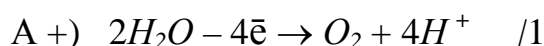
а) вугільному аноді; б) на цинковому аноді.

Розв'язання.

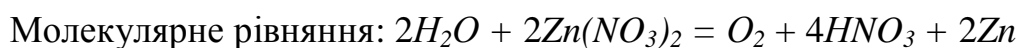
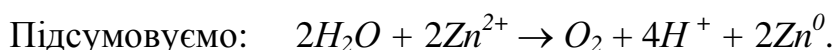
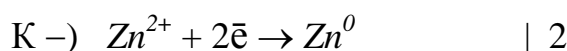


Оскільки кисневмісні йони (NO_3^-) на аноді не окиснюються, то

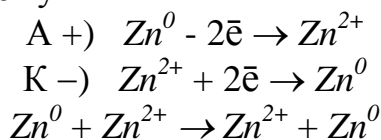
а) на вугільному аноді



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



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.

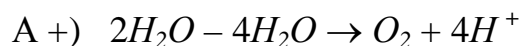
Приклад. Визначити, які речовини та в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі водного розчину нітрату срібла за 2,5 години при силі струму $I = 6$ А.



На аноді А+) NO_3^-, H_2O

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

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



За законом Фарадея визначаємо об'єм та масу речовин.

На аноді:

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

$$V_{екв}(O_2) = f_{екв} \cdot V_m = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль};$$

Якщо час беремо в годинах, то $F = 26,8$ А·год/моль.

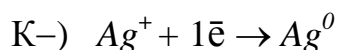
б) масу кисню
$$m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{8 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 4,48 \text{ г}$$

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

На катоді К-) Ag^+, H_2O

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

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



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

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

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

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

Відповідь: на аноді виділилось $3,13 \text{ дм}^3$ кисню, а на катоді $60,5 \text{ г}$ срібла.

Корозія 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.

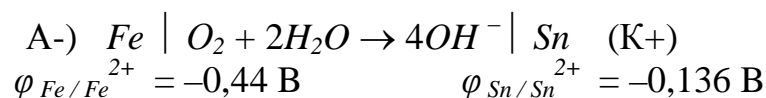
Перша група методів застосовується до обмеженого простору. Сюди можна віднести і зміну властивостей середовища шляхом додання *уповільнювачів – інгібіторів* корозії. В якості інгібіторів можна використовувати різні неорганічні та органічні сполуки: хромати, нітрати, уротропін, формалін, амінополікарбонові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

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

Задача 7. Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів при атмосферній корозії, якщо існує контакт двох металів $Fe - Sn$.

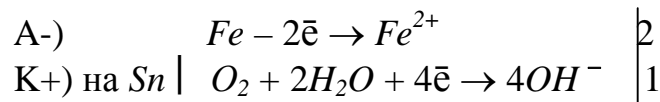
Розв'язання.

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



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

Записуємо електродні процеси

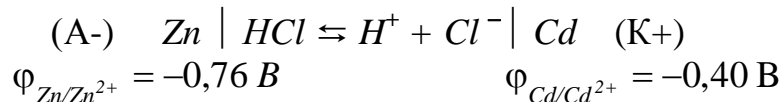


Відповідь: На станумі відбувається киснева деполяризація, тобто він не окиснюється, а окиснюється метал на аноді – Fe.

Задача 8. У розчин хлороводневої кислоти занурена пара металів Zn – Cd. Вказати, який метал є анодом та скласти рівняння процесів, які відбуваються на електродах.

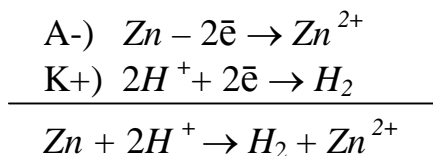
Розв'язання.

Записуємо схему гальванічного елемента, який виникає при контактній корозії:



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

Записуємо електродні процеси:



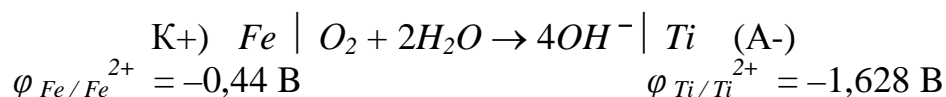
Молекулярне рівняння: $Zn + 2HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$

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

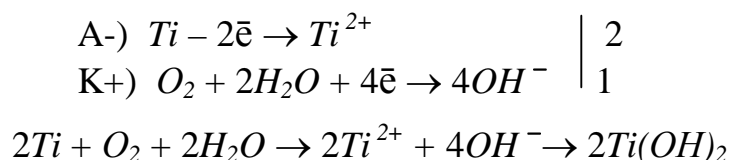
Задача 9. За допомогою електронних рівнянь пояснити сутність протекторного захисту та з'ясувати, який метал в парі Ферум-Титан буде протектором.

Розв'язання:

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



Знаходимо електродні потенціали металів та визначимо анод (Ti) і 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*.

Основи колоїдної хімії

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.

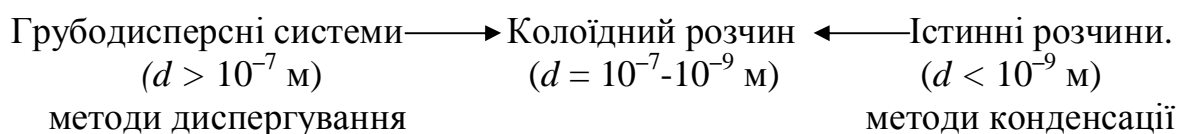
Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або *ступінь дисперсності*.

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:



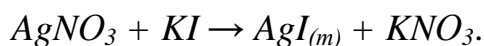
В окрему групу виділено метод одержання колоїдних розчинів за допомогою пептизації.

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.

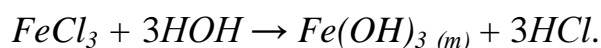
При одержанні золів методом хімічної конденсації *стабілізатором* є одна з *реагуючих речовин*, що взята в надлишку, або ним може бути електроліт, що утворюється внаслідок перебігу паралельної реакції.

- *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.

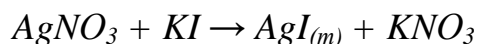
Будова колоїдних частинок. Коагуляція гідрофобних золів

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*: $(mAgI)$

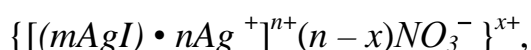
На поверхні агрегату, за правилом *Панета-Фаянса* вибірково адсорбуються (поглинаються) ті йони стабілізатора, які можуть добутовувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони (вони завжди є унадлишку) визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами*.

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

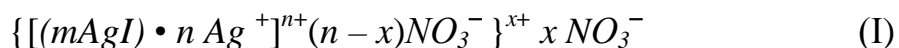
На поверхні агрегату $(mAgI)$ виникає позитивно заряджений шар з n йонів Ag^+ . Цю частинку називають *ядром*, записують таким чином: $[(mAgI) \cdot n Ag^+]$

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

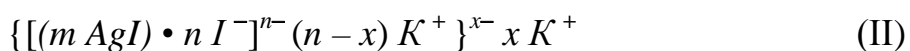
Частина протионів $(n - x)NO_3^-$, яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від ядра і утворює *адсорційний шар* протионів. Ядро разом з адсорбційним шаром протионів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається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



Решта x протионів 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 протионів 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:

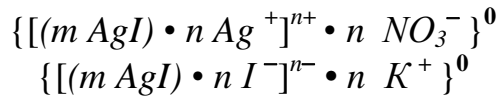


Якщо стабілізатором цього золю буде KI (надлишок) то одержимо:



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 такого 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: $[(m \text{ AgI}) \cdot n \text{ Ag}^{+}]^{n+}$ з міцели (I), K^{+} з міцели (II).

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

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

Правила коагуляції електролітами:

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

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

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

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

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

$V_{\text{золю}}$ – об'єм золю, см³.

Величину, обернену до порогу коагуляції, називають коагулюючою здатністю ($V_{\text{к}}$):

$$V_{\text{к}} = \frac{1}{C_{\text{пор}}}, \quad (2)$$

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

2. Коагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той її 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.



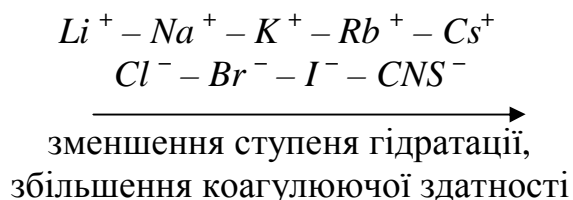
Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона (z) в шостій степені:

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

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



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

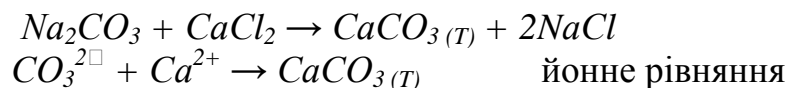
Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

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

6.2.3 Приклади розв'язання завдань до теми «Основи колоїдної хімії»

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

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



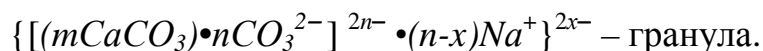
Пишемо умовну хімічну формулу міцели: спочатку треба виділити три основні частини: *ядро, адсорбційний і дифузний шари йонів.*

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

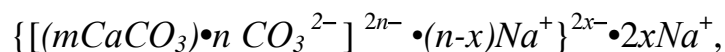
На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну ґратку твердої фази. Це *потенціалвизначальні йони (ПВЙ)*. Якщо реакція відбувається за надлишку Na_2CO_3 , то на поверхні агрегату виникає негативно заряджений шар з n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



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

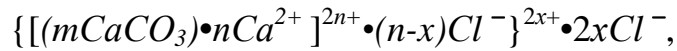


Решта x протийонів Na^+ , яка необхідна для повної компенсації утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні агрегату, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому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



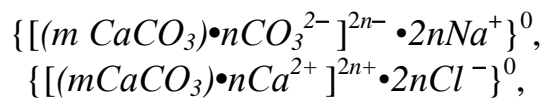
б) Схема будови колоїдних частинок з іншим стабілізатором.

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

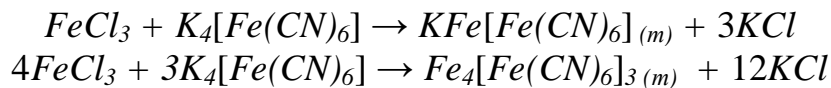


Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул.

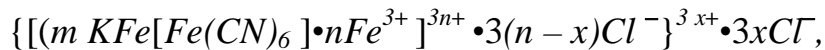
в) Міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, якщо концентрації електролітів рівні:



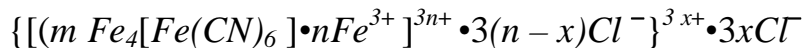
Приклад 2. Золь берлінської блакиті одержують в результаті реакції між розчинами солі $FeCl_3$ і калій гексаціаноферату (II) (жовтої кров'яної солі):



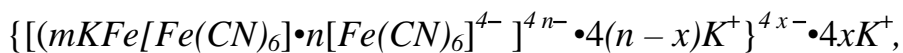
а) Стабілізатор - $FeCl_3$. За рахунок адсорбції на ядрі йонів Fe^{3+} гранули мають позитивний заряд. Будова міцели:



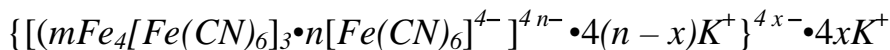
або



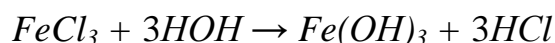
б) Стабілізатор - $K_4[Fe(CN)_6]$. Будова міцели, гранули якої мають негативний заряд, має такий вигляд :



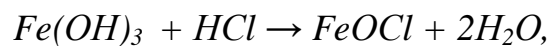
або



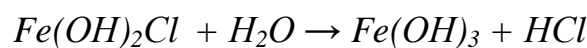
Приклад 3. Реакцією гідролізу одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. Наприклад, у гарячій воді гідроліз $FeCl_3$ відбувається до кінця:



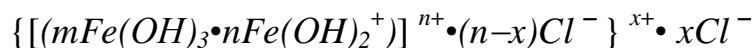
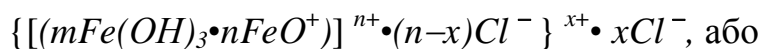
Утворення осаду не спостерігається. Під час перебігу допоміжної реакції



або з урахуванням III ступеня гідролізу

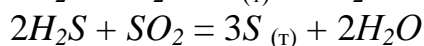
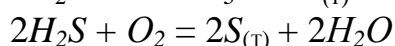


Утворюється електроліт $FeOCl$ або $Fe(OH)_2Cl$, який виконує функцію стабілізатора, будова міцели може бути такою:

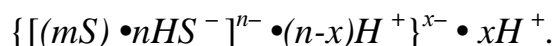


Приклад 4. Окисно-відновні реакції лежать в основі одержання золів сірки, благородних металів, манган діоксиду тощо.

1) *Золь сірки* можна одержати за реакцією окиснення гідроген сульфїду (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 :

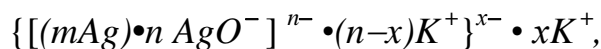
а) *золь срібла* (жовто-коричневого кольору)



Рівняння реакції утворення стабілізатора $KAgO$:



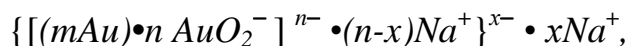
Будова міцели:



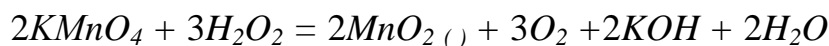
б) *золь золота* (червоного кольору)



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



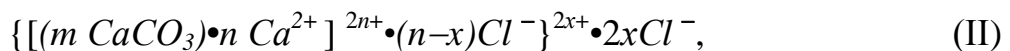
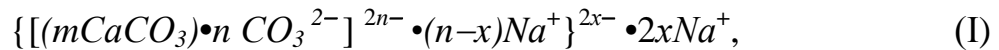
в) *золь манган діоксиду* (червоно-коричневого кольору), у надлишку $KMnO_4$



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

$$C_{\text{пор}}(K^+) > C_{\text{пор}}(Ca^{2+}) > C_{\text{пор}}(Al^{3+}),$$

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

Для (II) міцели:

$$C_{\text{пор}}(Cl^-) > C_{\text{пор}}(SO_4^{2-}) > C_{\text{пор}}(PO_4^{3-}),$$

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

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

Основні характеристики дисперсних систем

1. Розмір частинок: α [м].

Для сферичних часточок це діаметр: d , якщо мають форму куба – довжина ребра куба: l .

2. Дисперсність (подрібненість) D – це величина зворотня до найменшого розміру частинок

$$D = \frac{1}{\alpha} \text{ [м}^{-1}\text{]}.$$

3. Питома поверхня $S_{y\partial}$ – це міжфазна поверхня ($S_{l,2}$), яка припадає на одиницю об'єму дисперсної фази (V) або її маси (m).

$$S_{y\partial}^V = \frac{S_{1,2}}{V} \left[\frac{\text{М}^2}{\text{М}^3} = \frac{1}{\text{М}} \right],$$

$$S_{y\partial}^m = \frac{S_{1,2}}{m} \left[\frac{\text{М}^2}{\text{КГ}} \right].$$

Розглянемо, як визначають питому поверхню: якщо система складається з частинок, тоді:

$$S_{num.}^V = \frac{S_{1,2}}{V} = \frac{S_{ч-ки} \cdot n}{V_{ч-ки} \cdot n} = \frac{S}{V},$$

$$S_{num.}^m = \frac{S_{1,2}}{m} = \frac{S_{ч-ки} \cdot n}{m_{ч-ки} \cdot n} = \frac{S_{ч-ки}}{m_{ч-ки}} = \frac{S_{ч-ки}}{V_{ч-ки} \cdot c_{ДФ}} = \frac{S_{1,2}}{V_{ДФ} \cdot c_{ДФ}} = \frac{S_{num.}^V}{c_{ДФ}}$$

Для кубічних частинок:

$$S_{num.}^V = \frac{6 \cdot l^2}{l^3} = \frac{6}{l} = 6D$$

Для сфери:

$$S_{num.}^V = \frac{6 \cdot l^2}{l^3} = \frac{6}{l} = 6D \quad \text{або} \quad S_{num.}^V = \frac{\pi \cdot d^2}{\frac{1}{6} \cdot \pi \cdot d^3} = \frac{6}{d} = 6D$$

У загальному вигляді:

$$S_{num.}^V = \frac{k}{d} = kD$$

де k – коефіцієнт форми частинки, тоді:

$$S_{num.}^m = \frac{k}{d \cdot \rho} = \frac{kD}{\rho}$$

Коефіцієнти форми для сферичних, кубічних частинок дорівнює $k = 6$, для плівок $k = 2$, для волокон $k = 4$.

Якщо дисперсність збільшується або зменшуються розміри частинок то збільшується питома поверхня.

Рішення завдань

Методом механічного диспергування 5 г толуена в 1 дм³ води отримано дисперсна система с частками толуена кулястої форми, радіус частинок $2,5 \cdot 10^{-7}$ м. Густина толуена дорівнює 0,867 г/см³.

Розв'язання:

1. Визначають дисперсність системи та питому поверхню:

$$D = \frac{1}{\alpha} \text{ для кулястої частинки } \alpha = 2r,$$

тобто

$$D = \frac{1}{\alpha} = \frac{1}{2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-7}} = 2 \cdot 10^6 \text{ м}^{-1},$$

$$S_{num}^V = 6D = 6 \cdot 2 \cdot 10^6 = 12 \cdot 10^6 \text{ м}^{-1},$$

$$S_{num}^m = \frac{6D}{\rho} = \frac{6 \cdot 2 \cdot 10^6}{0,867 \cdot 10^3} = 13,8 \cdot 10^3 \text{ м}^2/\text{кг}$$

ρ в системі СІ: $\rho = 0,867 \text{ г/см}^3 = 0,867 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

2. Розраховуємо параметри І-ї кулястої частки толуена:

$$V_0 = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3,14 (2,5 \cdot 10^{-7})^3 = 6,54 \cdot 10^{-20} \text{ м}^3,$$

$$S_0 = 4 \pi r^2 = 4 \cdot 3,14 (2,5 \cdot 10^{-7})^2 = 7,85 \cdot 10^{-13} \text{ м}^2,$$

$$m_0 = \rho V = 0,867 \cdot 10^3 \cdot 6,54 \cdot 10^{-20} = 5,67 \cdot 10^{-17} \text{ кг}.$$

3. Розрахуємо загальну поверхню частинок та кількість цих частинок:

І спосіб: $S = S_{num}^V \cdot V,$

де V - об'єм усіх частинок

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,867 \cdot 10^3} = 5,767 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3,$$

тоді

$$S = S_{num}^V \cdot V = 12 \cdot 10^6 \cdot 5,767 \cdot 10^{-6} = 69,2 \text{ м}^2.$$

Розрахуємо число всіх частинок:

$$N = \frac{V}{V_0} = \frac{5,767 \cdot 10^{-6}}{6,54 \cdot 10^{-20}} = 8,82 \cdot 10^{13} \text{ шт.}$$

II спосіб:

$$N = \frac{m}{m_0} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{5,67 \cdot 10^{-17}} = 8,82 \cdot 10^{13} \text{ шт.}$$

$$S = N S_0 = 8,82 \cdot 10^{13} \cdot 7,85 \cdot 10^{-13} = 69,2 \text{ м}^2.$$

Приклад 5. Дисперсність частинок колоїдного золота дорівнює 10^8 м^{-1} . Якщо це кубічні частинки розрахувати, якою буде загальна поверхня коли вони покладені тісно в один шар. Маса колоїдних часток золота дорівнює 1 г. Густина золота дорівнює $19,6 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

Розв'язання:

Оскільки
а для кубічних часток

$$S = S_{num}^V V,$$

$$S_{num}^V = 6 D,$$

$$V = \frac{m}{\rho},$$

Маємо:

$$S = 6 D \frac{m}{\rho} = \frac{6 \cdot 10^8 \cdot 1 \cdot 10^{-3}}{19,6 \cdot 10^3} = 30,61 \text{ м}^2.$$

Відповідь: шар кубічних частинок золота складає $30,61 \text{ м}^2$.

Приклад 6. Дисперсність частинок колоїдного золота дорівнює 10^8 м^{-1} . Якою довжини L можна отримати нитку якщо 1 г кубиків золота скласти один поза одного. Густина золота дорівнює $19,6 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.

Розв'язання:

1. Довжина дорівнює $L = N l$,
де N – кількість кубиків золота, l - довжина ребра 1 кубика.

2. Довжина ребра дорівнює: $l = \frac{1}{D}$,

3. Число частинок дорівнює: $N = \frac{V}{V_{куб.}}$,

де V – загальний об'єм золю, та дорівнює: $V = \frac{m}{\rho}$;

$V_{куб.}$ - об'єм одного кубика золота і дорівнює: $V_{куб.} = l^3$.

4. Довжина дорівнює:

$$L = \frac{V}{V_{куб.}} \cdot l = \frac{m \cdot l}{\rho \cdot l^3} = \frac{m}{\rho \cdot l^2} = \frac{m}{\rho \cdot D^2}$$

$$L = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{19,6 \cdot 10^3 \cdot (10^8)^2} = 5,1 \cdot 10^8 \text{ м} = 5,1 \cdot 10^3 \text{ км.}$$

Приклад 7. Визначити формулу міцели золю, для отримання якого змішали 15 см^3 0,025 н KCl і 85 см^3 0,005 н $AgNO_3$.

Розв'язання:

1. Визначаємо, який із розчинів взятий із надлишком:
Кількість речовини еквівалента дорівнює

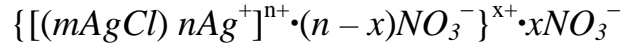
$$\eta_{екв} = C_n \cdot V.$$

Для KCl це дорівнює:

$$\eta_{\text{екв}}(KCl) = 0,025 \cdot 15 = 0,375 \text{ ммоль}$$

Для $AgNO_3$ це буде: $\eta_{\text{екв}}(AgNO_3) = 0,005 \cdot 85 = 0,425$ ммоль
тобто $AgNO_3$ у надлишку.

2. Умовна хімічна формула міцели цього золю:



Приклад 8. Для коагуляції 100 см^3 золю аргентум йодиду знадобилося 3 см^3 $0,2\text{M}$ натрій сульфату і 4 см^3 $0,3 \text{ M}$ натрій хлориду. Коагулююча здатність якого електроліта-коагулятора більша? Яким буде знак заряду частинки золю? Катіони чи аніони викликають коагуляцію золю?

Розв'язання:

1. Розраховуємо поріг коагуляції кожного електроліта-коагулятора:

$$\gamma(Na_2SO_4) = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}} = \frac{0,2 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{(100 + 3) \cdot 10^{-3}} = 0,0058 \text{ моль/дм}^3$$

$$\gamma(NaCl) = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}} = \frac{0,3 \cdot 4 \cdot 10^{-3}}{(100 + 4) \cdot 10^{-3}} = 0,0115 \text{ моль/дм}^3$$

2. Визначаємо коагуляційну здатність:

$$P(Na_2SO_4) = \frac{1}{\gamma} = \frac{1}{0,0058} = 172,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

$$P(NaCl) = \frac{1}{\gamma} = \frac{1}{0,0115} = 86,94 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

3. Коагуляційна здатність $Na_2SO_4 > NaCl$. Оскільки заряд катіонів однаковий, а коагуляційна здатність різна, коагуляцію золя зумовлюють аніони: $SO_4^{2-} > Cl^-$. Тому, відповідно правилу Шульце-Гарді, гранула золю аргентум йодиду заряджена позитивно і при електрофорезі переміщується до катоду.

Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ПРОТОКОЛ

Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента

Група.....

Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 20__

Оформлення титульного листа доповіді на студентську наукову конференцію

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ДОПОВІДЬ
на студентську наукову конференцію

Тема: « »

Виконав: П.І.Б. студента
Група
Науковий керівник: П.І.Б. керівника,
посада

ОДЕСА 20__

Оформлення титульного листа реферату наукового модулю

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

РЕФЕРАТ


Тема: «»

Виконав: П.І.Б. студента

Група

Перевірив: П.І.Б. викладача

ОДЕСА 20__

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
1	H 1,0079 Гідроген Водень							He 4,0026 Гелій	Протонне число (порядковий номер)  Відносна атомна маса							
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон								
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон								
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікел Нікель						
	Cu 63,546 Купрум Мідь	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,723 Галій	Ge 72,59 Германій	As 74,922 Арсен	Se 78,904 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криптон								
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молібден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій						
	Ag 107,87 Аргентум Срібло	Cd 112,41 Кадмій	In 114,82 Індій	Sn 118,71 Станум Олово, цина	Sb 121,75 Стибій	Te 127,60 Телур	I 126,90 Іод Йод	Xe 131,29 Ксенон								
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осміє	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,08 Платина						
	Au 196,97 Аурум Золото	Hg 200,59 Меркурій Ртуть	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Плюмбум Свинець, оливо	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон								
7	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	**Ac [227] Актиній	Db [261] Дубній	Jl [262] Джолотій	Rf [263] Резерфордій	Bh [265] Борій	Hn [266] Ганій	Mt [266] Майтнерій	Uun 58,69 Уунунлій						
* Лантаноїди																
58	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Празеодим	Nd 144,24 Неодим	Pm [147] Прометій	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Ітербій	Lu 174,97 Лютецій		
** Актиноїди																
90	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактиній	U 238,03 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій		

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	H	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	P	-	-

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

Додаток 6

Енергонегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,1										He -
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0				Ne -
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,6	Cl 3,0				Ar -
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 2,8	Fe 1,8	Co 1,0	Ni 1,9	
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8				Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5				Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La* 1,08	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	
	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2				Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1	*Лантаноїди 1,08 – 1,14; **Актиноїди 1,11 – 1,2							

Додаток 7

Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та йонів при 298 °К (25 °С)

Речовина	ΔH°_{298} кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} кДж/моль
$Al_2(SO_4)_3$ (к.)	-3442,2	239,2	-3101
Al_2O_3 (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0
$AlCl_3$ (к.)	704,2	109,3	628,6
As_2O_5 (к.)	-924,9	105,4	-782,4
H_3AsO_3 (р.)	-747,2	179,3	640,5
H_3AsO_4 (р.)	-902,5	205	-765,7
CH_4 (г.)	-74,9	186,2	-50,8
C_2H_4 (г.)	52,3	219,4	68,1
C_2H_2 (г.)	+226,8	200,8	+209,2
C_6H_6 (р.)	82,9	269,2	129,7
C_2H_5OH (р.)	-277,6	160,7	-174,8
C_2H_5OH (г.)	-235,3	282,0	-168,62
CH_3OH (г.)	-201,2	237,7	-161,88
CH_3OH (р.)	-238,6	126,8	-166,1
CH_3COOH (р.)	-486,6	159,7	-392,1
CS_2 (р.)	88,7	151,0	64,4
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1
CO_2 (г.)	-393,5	213,7	-394,4
$CaCO_3$ (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF_2 (к.)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaO (к.)	-635,5	39,7	-604,2
$Ca(OH)_2$ (к.)	-986,6	76,1	-896,8
$CaCl_2$ (к.)	-785,8	113,8	-750,2
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3
Fe_2O_3 (к.)	-322,2	87,4	-740,3
Fe_3O_4 (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2
$Fe(OH)_2$ (к.)	-561,7	88	-479,7
$Fe(OH)_3$ (к.)	-826,6	105	-699,6
HBr (г.)	-36,3	198,6	-53,3
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г.)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г.)	26,6	206,5	1,8
H_2O (г.)	-241,8	188,7	-228,6
H_2O (р.)	-285,8	70,1	-237,3
H_2S (г.)	-21,0	205,7	-33,8

$MgCl_2$ (κ.)	-641,1	89,9	-591,6
MgO (κ.)	-601,8	26,9	-569,6
$MgCO_3$	-1096,2	65,7	-1029,0
NH_3 (z.)	-46,2	192,6	-16,7
NH_4NO_3 (κ.)	-365,4	151,0	-183,8
N_2O (z.)	82,0	219,9	104,1
NO (z.)	90,3	210,6	86,6
N_2O_3 (z.)	83,3	307,0	140,5
NO_2 (z.)	33,5	240,2	51,5
NiO (κ.)	-239,7	38,0	-211,6
H_3PO_3 (p.)	-964,8	167,3	-856,8
H_3PO_4 (p.)	-1288,3	-158,1	-1142,6
TiO_2 (κ.)	-943,9	50,3	-888,6
PbO (κ.)	-219,3	66,1	-189,1
PbO_2 (κ.)	-276,6	74,89	-218,3
PbS (κ.)	-100,4	91,2	-98,8
$Pb(OH)_2$ (κ.)	-512,5	-	-451,2
$PbSO_4$ (κ.)	-920,6	148,67	-813,8
SO_2 (z.)	-296,9	248,1	-300,2
SO_3 (z.)	-394,8	256,0	-370,0
$SnCl_4$ (p.)	-528,9	299,6	-257,7
SnS (κ.)	-110,2	77	-108,3
SnO (κ.)	-286	56,5	-256,9
SnO_2 (κ.)	-580,8	52,3	-519,9
SiO_2 (κ.)	-908,3	42,7	-854,2
SrS (κ.)	-452,3	68,2	-447,7
$Sr(OH)_2$ (κ.)	-959,4	86,6	-870,3
$SrSO_4$ (κ.)	-1451	119,7	1334,5
H_2SiO_3 (αμορφ.)	-1189,1	-	-1019,1
V_2O_3 (κ.)	-1219,1	98,3	-1139,4
V_2O_5 (κ.)	-1552	131	-1421,2
WO_2 (κ.)	-589,63	50,55	-533,87
WO_3 (κ.)	-842,7	75,94	-763,9
H_2WO_4 (κ.)	-1132	117,2	-1036,4
ZnO (κ.)	-350,6	43,6	-320,7
$ZnCl_2$ (κ.)	-415,05	111,5	-369,4
$Zn(OH)_2$ (κ.)	-645,4	76,99	-555,9
$AgCl$ (m.)	-126,9	96,0	-109,6
Ag^+	105,90	73,93	77,11
Al^{3+}	-524,7	-313,4	-481,2
AsO_4^{3-}	-870,3	-144,8	-636,0
CO_3^{2-}	-676,3	-53,1	-528,1

Ca^{2+}	-542,9	-55,2	-553,1
Cl^-	-167,46	55,1	-131,2
Cu^{2+}	64,4	-98,7	64,98
Fe^{2+}	-87,9	-113,4	-84,94
Fe^{3+}	-47,7	-293,3	-10,5
H^+	0	0	0
Hg_2^{2+}	168,2	74,2	154,2
K^+	-251,2	102,5	-282,3
Li^+	-278,4	14,2	-293,8
Mn^{2+}	-218,8	-79,9	-223,4
MnO_4^-	-518,4	190,0	-425,1
NO_2^-	-106,3	125,1	-35,3
NO_3^-	-206,6	146,4	-110,5
Na^+	-239,66	60,2	-261,87
OH^-	-229,94	-10,54	-157,3
PO_4^{3-}	-1284,1	-218,0	-1025,5
SO_3^{2-}	-635,54	-29,28	-485,16
SO_4^{2-}	-907,5	17,2	-743,0
HSO_3^-	-628,0	132,4	-527,3
HPO_4^{2-}	-1298,7	-36,8	-1094,1
$H_2PO_4^-$	-1302,5	90,37	-1135,1
$H_2P_2O_7^{2-}$	-2278,6	175,7	-2015
$PCl_5 (g)$	-369,45	362,9	-324,55
$PCl_3 (g)$	-277,0	311,7	-286,27

Додаток 8

Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину ρ (г/см ³)							
	<i>NaCl</i>	<i>KCl</i>	<i>Na₂SO₄</i>	<i>K₂SO₄</i>	<i>K₂Cr₂O₇</i>	<i>CuSO₄</i>	<i>MgSO₄</i>	<i>NH₄Cl</i>
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	-	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	-	-	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	-	-	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	-	-	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	-	-	-	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	-	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	-	-	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	-	-	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	-	-	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	-	-	-	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	-	-	-	-	1,220	1,057

* Насичений розчин

Додаток 9

Значення коефіцієнтів активності йонів

Йонна сила	Коефіцієнт активності йонів		
	однзарядних	двзарядних	Тризарядних
0	1,0	1,0	1,0
0,001	0,97	0,87	0,73
0,002	0,95	0,82	0,64
0,005	0,93	0,74	0,51
0,01	0,90	0,66	0,39
0,02	0,87	0,57	0,28
0,05	0,81	0,44	0,15
0,1	0,76	0,33	0,08

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

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

Додаток 11

Значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій (ОВП)

Напівреакція			φ ⁰ , В
Окислена форма (Ox)	+ n	Відновлена форма (Red)	
F_2	2ē	$2F^-$	2,87
$O_3 + 2H^+$	2ē	$O_2 + H_2O$	2,07
$S_2O_8^{2-}$	2ē	$2SO_4^{2-}$	2,01
$H_2O_2 + 2H^+$	2ē	$2H_2O$	1,78
$PbO_2 + 4H^+$	2ē	$Pb^{2+} + H_2O$	1,69
$MnO_4^- + 8H^+$	5ē	$Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$ClO^- + 2H^+$	2ē	$Cl^- + H_2O$	1,49
$2ClO_3^- + 12H^+$	10ē	$Cl_2 + 6H_2O$	1,47
$ClO_3 + 6H^+$	6ē	$Cl^- + 3H_2O$	1,45
$2HOI + 2H^+$	2ē	$I_2 + 2H_2O$	1,45
$ClO_4^- + 8H^+$	8ē	$Cl^- + 4H_2O$	1,39
Cl_2	2ē	$2Cl^-$	1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$	6ē	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,35
$2NO_3^- + 12H^+$	10ē	$N_2 + 6H_2O$	1,24
$O_2 + 4H^+$	4ē	$2H_2O$	1,23
$2IO_3^- + 12H^+$	10ē	$I_2 + 6H_2O$	1,19
Br_2	2ē	$2Br^-$	1,07
$NO_2^- + 2H^+$	ē	$NO + H_2O$	1,00
$NO_3^- + 2H^+$	2ē	$NO_2 + H_2O$	0,84
Fe^{3+}	ē	Fe^{2+}	0,77
$O_2 + 2H^+$	2ē	H_2O_2	0,68
$MnO_4^- + 2H_2O$	3ē	$MnO_2 + 4OH^-$	0,57
MnO_4^-	ē	MnO_4^{2-}	0,54
I_2	2ē	$2I^-$	0,54
$O_2 + 2H^+$	4ē	$4OH$	0,40
$SO_4^{2-} + 2H^+$	2ē	$SO_3^{2-} + H_2O$	0,20
Sn^{4+}	2ē	Sn^{2+}	0,15
$SO_4^{2-} + 8H^+$	8ē	$S^{2-} + 4H_2O$	0,15
$S + 2H^+$	2ē	H_2S	0,14
$CrO_4^{2-} + 4H_2O$	3ē	$Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
$H_3PO_4 + 2H^+$	2ē	$H_3PO_3 + H_2O$	-0,28
H_2O_2	2ē	$2OH$	-0,28
Cr^{3+}	ē	Cr^{2+}	-0,41
S	2ē	S^{2-}	-0,45
$2CO_2 + 2H^+$	2ē	$H_2C_2O_4$	-0,49
$SO_4^{2-} + 2H_2O$	2ē	$SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O$	2ē	$Zn + 4OH^-$	-1,22
$O_2 + 2H_2O$	2ē	$H_2O_2 + 2OH^-$	-1,37
$AlO_2^- + 2H_2O$	3ē	$Al + 4OH^-$	-2,35
H_2	2ē	$2H^-$	-2,25

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів з дисципліни
«ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ»

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

Укладач: Шепеліна С.І. асистент кафедри хімії навколишнього середовища

Підп. до друку
Умовн. друк. арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам. №

Надруковано з нового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15
