

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів
та виконання контрольної роботи
з дисципліни «Хімія»
Частина 1 «Неорганічна, аналітична»
для студентів I курсу заочної форми навчання
зі спеціальності «Водні біоресурси
і аквакультури»**

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

Одеса – 2015

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів
та виконання контрольної роботи
з дисципліни «Хімія»
Частина 1 «Неорганічна, аналітична»
для студентів I курсу заочної форми навчання
зі спеціальності «Водні біоресурси
і аквакультури»**

Одеса – 2015

Методичні вказівки до самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія (частина I: неорганічна, аналітична)» для студентів I курсу природоохоронного факультету заочної форми навчання зі спеціальності 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультури».

Укладачі: Горліченко М.Г., доц., к.п.н, Шевченко С.В., ст. викл.,
Шепеліна С.І., ас. – Одеса: ОДЕКУ, 2015. – 86 с.

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
I. ОСНОВНА ЧАСТИНА.....	6
Рекомендована література.....	17
2. МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ПІД ЧАС ВИВЧЕННЯ ТЕОРЕТИЧНОГО МАТЕРІАЛУ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ» І КУРСУ.....	18
3. ВКАЗІВКИ ДО ВИРІШЕННЯ ЗАВДАНЬ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ.....	22
3.1 БУДОВА РЕЧОВИНИ.....	22
3.1.1 Основні хімічні поняття.....	22
3.1.1.1 Основні закони хімії.....	23
3.1.1.2 Закони ідеальних газів.....	24
3.1.1.3 Приклади розв'язання завдань.....	24
3.1.2 Будова атома.....	31
3.1.2.1 Моделі атома.....	31
3.1.2.2 Квантові числа, їх фізичний зміст.....	31
3.1.2.3 Електронні формули атомів.....	32
3.1.2.4 Електронні формули атомів у збудженому стані.....	32
3.1.2.5 Електронні формули йонів.....	32
3.1.2.6 Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва.....	33
3.1.2.7 Періодична зміна властивостей хімічних елементів.....	33
3.1.2.8 Приклади розв'язання завдань.....	33
3.1.3 Хімічний зв'язок.....	37
3.1.3.1 Виникнення хімічного зв'язку.....	37
3.1.3.2 Ковалентний зв'язок.....	37
3.1.3.3 Метод валентних зв'язків.....	37
3.1.3.4 Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул.....	37
3.1.3.5 Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук.....	40
3.1.3.6 Приклади розв'язання завдань.....	42
3.2 АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ.....	45
3.3 РОЗЧИНИ.....	47
3.3.1 Способи визначення складу розчинів.....	47
3.3.2 Колігативні властивості розчинів.....	47
3.3.3 Водні розчини електролітів.....	47
3.3.3.1 Сильні електроліти.....	47
3.3.3.2 Йонний добуток води. Водневий показник.....	47
3.3.3.3 Гідроліз солей.....	47
3.3.3.4 Добуток розчинності.....	47
3.3.4 Приклади розв'язання завдань.....	47
ЗАВДАННЯ ДО КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ.....	56
Список запитань до іспиту з дисципліни «Хімія» за I семестр.....	76
Додатки.....	81

ВСТУП

Мета методичних вказівок в наданні допомоги студентам I курсу заочної форми навчання у самостійній роботі з літературою, оволодінні теоретичними і практичними знаннями з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)».

Хімія є для студентів-екологів базовою дисципліною, яка сприяє вивченню основних фахових дисциплін.

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

Після вивчення дисципліни у студентів повинен сформуватися комплекс хімічних знань з атомно-молекулярного вчення, будови атома, періодичного закону Д.І. Менделєєва; чітке сучасне уявлення про хімічні зв'язки в молекулах речовин та комплексних сполук, властивості молекулярних розчинів електролітів та хімічні явища підчас їх розчинення та інших процесів. Студенти повинні бути ознайомлені з основами неорганічної та аналітичної хімії: загальною характеристикою класів неорганічних сполук, молекулярно-кінетичними властивостями розчинів, основними методами аналітичної хімії, що застосовують для розпізнавання класів катіонів і аніонів в аналітиці.

Дисципліна сприяє створенню в майбутніх спеціалістів широкого природничо-наукового кругозору та розумінню проблем раціонального використання природного багатства. Студенти повинні отримати знання, які надалі дозволять їм засвоїти такі дисципліни, як: «Гідрохімія», «Біохімія гідробіонтів», «Біологічні основи рибного господарства», «Основи марикультури», «Оцінка, прогнозування і управління якістю вод рибогосподарського призначення», «Технологія переробки риб» тощо.

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

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

Лабораторні заняття. Хімія це наука про речовини і їх перетворення. Для більш глибокого розуміння хімії як науки, заснованої на експерименті, необхідно в період сесії виконати лабораторні роботи. Лабораторні заняття проводяться в період сесії. При вивченні окремої теми засвоюються всі теоретичні положення, математичні залежності і їх

висновки, принципи складання рівнянь хімічних реакцій. Вивчення матеріалу курсу супроводжується виконанням вправ та розв'язуванням задач. Розв'язування задач є одним з методів засвоєння, перевірки і закріплення теоретичного матеріалу.

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

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

Контрольні завдання. У процесі вивчення дисципліни на I курсі студент повинен виконати контрольну роботу №1. До виконання контрольної роботи слід приступати тільки тоді, коли вже самостійно вивчена певна частина курсу і розглянуті приклади розв'язування задач, які наведено у підручниках та даних МВ перед задачами до відповідних тем контрольних завдань.

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

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

Якщо контрольна робота не зарахована, її треба виконати вдруге відповідно до вказівок і зауважень рецензента та подати на повторне рецензування разом з незарахованою роботою. Виправлення потрібно виконувати в кінці попередньої роботи, а не в рецензованому тексті.

Якщо **контрольна робота виконана не за своїм варіантом, вона не рецензується.**

Кожний студент виконує варіант контрольного завдання, позначений **останньою цифрою номера студентського квитка (шифру)**. Наприклад, № квитка 14047, остання цифра – 7, студент виконує варіант контрольного завдання № 7.

I. ОСНОВНА ЧАСТИНА

Мета дисципліни – формування у студентів уявлення про теоретичні основи неорганічної, аналітичної, органічної, фізичної, колоїдної та загальної хімії; надання студентам цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про будову та властивості хімічних сполук, закономірності перебігу хімічних та електрохімічних процесів; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням гідросфери та біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук. Засвоєння дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична, органічна, фізична та колоїдна)» повинне сприяти формуванню у студентів компетенції в розпізнаванні органічних й неорганічних речовин та створенні прогнозу їхнього негативного впливу на водні біоресурси та біоту взагалі.

Основні завдання дисципліни:

1. Студенти повинні засвоїти комплекс знань основних законів та закономірностей неорганічної та загальної хімії, характерні властивості хімічних елементів та їх сполук.
2. Набути свідомості про хімічну будову органічних, колоїдних та неорганічних сполук та механізми їхнього перетворення.
3. Студенти мають отримати сучасні уявлення про хімічні процеси, що відбуваються між різними речовинами у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі; а також про хімічні властивості розчинів.
4. Набути знання про особливу роль біогенних елементів та їх сполук.
5. Перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поведіння з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.

Засвоєння дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична, органічна, фізколоїдна)» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природничо-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад та властивості речовин.

Базові знання та вміння

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- Предмет і об'єкти, які вивчає неорганічна, аналітична, органічна, фізична та колоїдна хімії.

- Місце хімії (серед природничих дисциплін, їх значення в науці, промисловості і житті сучасного суспільства).
- Основні поняття і закони загальної хімії.
- Будову атомів і молекул; основні квантово-механічні уявлення про утворення хімічних зв'язків.
- Основні класи неорганічних та органічних речовин, будову, номенклатуру та властивості неорганічних й органічних сполук.
- Основи хімічної термодинаміки і кінетики, а також їхнє використання у загальній хімії; енергетику хімічних процесів, закони перебігу хімічних реакцій.
- Хімічні властивості розчинів та закони розчинності різних речовин; основні поняття про теорію електролітичної дисоціації.
- Основні поняття та методи аналітичної хімії (якісний та кількісний аналіз).
- Основні типи, номенклатуру, будову та властивості комплексних сполук.
- Основні методи вивчення структури і властивостей різних класів хімічних речовин.
- Роль хімії у вирішенні екологічних проблем.
- Основні положення техніки безпеки при роботі з неорганічними й органічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- Складати рівняння типових хімічних реакцій.
- Використовувати основні закони хімічної стехіометрії.
- Розв'язувати розрахункові завдання загальної хімії.
- Класифікувати неорганічні та органічні сполуки.
- Визначати найбільш ймовірні властивості речовин на основі їх елементного складу і структури.
- Користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.
- Застосувати теоретичні знання з хімії (неорганічної, аналітичної, органічної, фізичної й колоїдної) для глибокого розуміння закономірностей розвитку навколишнього середовища.

Після вивчення навчальної дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична, органічна, фізикоїдна)» студенти мають бути компетентними у розумінні складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, та оцінці екологічних ризиків на основі знань про хімічний склад та властивості речовин.

Організація контролю знань студентів:

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.).
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006р. – 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 частини підготовки.

Методичне забезпечення: посібники та підручники є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки є у достатній кількості на кафедрі хімії навколишнього середовища.

Дисципліна «Хімія (неорганічна, аналітична, органічна, фізична та колоїдна)» належить до природничо-наукового циклу (Б) підготовки, є нормативною загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів напрямку підготовки 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультури».

Хімія вивчає речовини неорганічної й органічної природи і властивості всіх її елементів. Хімія належить до природничих наук, які вивчають матеріальний світ у всій різноманітності його існування та перетворень. Сучасна загальна хімія базується на квантово-механічних уявленнях про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними, а також використовує основні закони термодинаміки. Тому існує необхідність включення в зміст програми з загальної хімії елементів неорганічної, аналітичної, органічної, фізичної і колоїдної хімії. У програмі передбачається розділ, що дозволяє студентам ознайомитись з основами квантово-механічних уявлень про взаємодію електронів і ядер. На цій основі надалі викладаються сучасні уявлення про будову молекул і речовин.

Важливим є момент переходу від опису властивостей окремих атомів і молекул до опису речовин, що є ансамблями взаємодіючих частинок, поведінка яких описується законами термодинаміки (фізичної хімії). У програмі також передбачено викладання понять про хімічну рівновагу, хімічну кінетику, теорію розчинів і теорію електрохімічних перетворень.

Частина програми присвячена хімії окремих елементів, на прикладі яких ведеться викладання по головних і побічних підгрупах періодичної системи. Для всіх елементів обговорюються типові сполуки, їхнє використання в господарських цілях, питання порушення екологічної рівноваги при потраплянні цих сполук у водне середовище, проблеми хімії навколишнього середовища і токсикологічні аспекти. У програму включені розділи «Комплексні сполуки» та «Колоїднодисперсна хімія», передбачені розділи з огляду властивостей металів та неметалів. Впродовж всього курсу дисципліни хімія розглядаються поняття й методи аналітичної хімії, їх використання для дослідження якісного й кількісного складу органічних і неорганічних сполук, що зустрічаються в природі і зокрема у водних біоресурсах та водному середовищі.

Отже хімія – це наука, яка вивчає властивості неорганічних та органічних речовин та процеси їх перетворення, що супроводжуються зміною їхнього складу і структури. В окремому розділі «Органічна хімія» розглядаються питання будови органічних сполук, їх властивостей та їхній вплив на біоту та гідробіоти зокрема.

Хімія тісно пов'язана з фізикою та біологією. Адже хімічні зміни завжди супроводжуються фізичними, а всі життєві процеси – безперервними хімічними перетвореннями речовини в організмі, обміном речовин між організмом та навколишнім середовищем.

В житті людей хімія відіграє важливу роль – немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалась хімія чи її продукція. У зв'язку з цим сучасне людство висуває перед хімічною наукою дуже важливі питання, пов'язані з проблемою охорони довкілля. Тому так важливо для майбутніх фахівців сформулювати повне уявлення про хімічні властивості неорганічних речовин а також про хімічні процеси, що протікають між різними речовинами у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі.

Читання даної дисципліни спирається на дисципліни «Хімія», «Математика», «Фізика» в обсязі загальноосвітньої програми середньої школи.

Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивчанні наступних навчальних дисциплін: «Гідрохімія», «Біохімія гідробіотів», «Біологічні основи рибного господарства», «Основи марікультури», «Оцінка, прогнозування і управління якістю вод рибогосподарського призначення», «Технологія переробки риб» тощо.

Для студентів заочної форми навчання на I курсі загальний обсяг навчального часу, що припадає на вивчення дисципліни «Хімія» визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та робочим навчальним планом.

Контроль поточних знань **на I курсі** здійснюється на основі усного опитування на лабораторних заняттях, виконанні 2-х лекційних (теоретичних) та 2-х лабораторних (практичних) модулів, складанні протоколів лабораторних робіт, індивідуального завдання – міжсесійна контрольна робота (МКР); у кінці II семестру – складання іспиту за I курс.

Комплекс контролюючих заходів розроблено на підставі «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», затвердженого на засіданні Методичної ради ОДЕКУ від 26.12. 2013р., а також «Положення про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах України» (наказ МОН № 161 від 2.06.1993р.), Інструкції про «Порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів в ОДЕКУ під час письмових іспитів» (від 28.03.2014 р.)

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Хімія», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні з напрямку – «Водні біоресурси та аквакультури».

Головна мета проведення 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 (модулів) навчальної дисципліни «Хімія». Засвоєння інтегрованої дисципліни «Хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природничо-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають в навколишньому середовищі та організмах, що постійно перебувають у водному середовищі, під впливом природних та антропогенних факторів.

Модульна оцінка знань, вмінь та навичок передбачає розподіл Робочої програми з дисципліни «Хімія (неорганічна і аналітична)» на логічно завершені розділи (модулі), засвоєння яких студентами можна оцінити певною кількістю балів.

Мета модульної системи контролю становить:

- активізація самостійної роботи студентів (СРС);
- стимулювання ритмічної роботи студентів-заочників на протязі семестру згідно з графіком контрольних заходів;
- визначення якості засвоєння (в балах) певних розділів даної дисципліни.

Підсумкова оцінка складається з суми балів за кожен модуль та суми балів за виконання лабораторних робіт. Робоча програма з дисципліни передбачає виконання 5 модулів за семестр відповідно лекційним, лабораторним заняттям та індивідуальній роботі в міжсесійний період:

- лекційні модулі (ЗМ-Л1, ЗМ-Л2);
- практичний модуль (ЗМ-Лаб1, ЗМ-Лаб2);
- модуль індивідуальної роботи (МКР).

Кількість балів, яку можна отримати за виконання модулів:

1. Модуль теоретичний ЗМ-Л1 – 20 балів;
2. Модуль теоретичний ЗМ-Л2 – 20 балів;
3. Модуль лабораторний ЗМ-Лаб1 – 10 балів;
4. Модуль лабораторний ЗМ-Лаб2 – 10 балів;
5. Виконання міжсесійної контрольної роботи (МКР) – 40 балів.

Форми контролю рівня засвоєння модулів:

- усне опитування під час лабораторних робіт (УО);
- письмова контрольна робота (КР);
- змістовний модульний контроль (ЗМКР);
- виконання індивідуальних домашніх завдань (МКР).

Обов'язково враховується своєчасність виконання студентом графіку 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 контролюючих заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин окремий модуль, він може його здати у двотижневий термін згідно з графіком контролюючих заходів.

Студент вважається допущеним до підсумкового контролю, якщо він *вчасно* виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою I курсу дисципліни «Хімія» і набрав за модульною системою суму балів не менш ніж 50% від максимально можливої за практичну частину.

Підсумкова оцінка в балах складається з суми балів за кожен модуль, кількість модулів відповідає розподіленню робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи, відповідно навчальним заняттям: 2 модулі з теоретичної частини курсу (лекції), модулі з практичної частини курсу (лабораторні роботи) та семестрової КР. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання зведені у таблицю 1.

Таблиця 1 – Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання

<i>№</i>	<i>Види завдань, за які нараховують бали</i>	<i>Кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання</i>
1	Змістовний модуль (ЗМ-Л1) – теоретичний	20
2	Змістовний модуль (ЗМ-Лаб1) – практичний, складається з 10 завдань	10
3	Змістовний модуль (ЗМ-Лаб2) – практичний, складається з 10 завдань	10
4	Змістовний модуль (ЗМ-Л2) – теоретичний	20
5	Виконання міжсесійної контрольної роботи (МКР)	40
Усього за семестр		100 балів

Семестровий екзамен – це форма підсумкового контролю засвоєння студентом теоретичного та практичного матеріалу (знань, вмінь та навичок, що зазначені у програмі дисципліни) за семестр, що проводиться як контрольний захід, згідно з «Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 26.12.13 р. та Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів під час письмових іспитів від 28.03.2014 р.

В робочій програмі вказано чотири модулі (два теоретичних і два лабораторних) та МКР, максимальна сума балів за які – 100. Екзаменаційні білети складені у вигляді тестових завдань закритого типу, загальна екзаменаційна оцінка еквівалентна відсотку правильних відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білету (екзаменаційні білети складаються з двадцяти тестових запитань, кожний з яких оцінюється в 5 балів.).

Згідно з п.2.10.2. «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» 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 28.03.2014 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 «Хімія (аналітична і неорганічна)» та вміння їх використовувати в типових 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.

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

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

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

Максимальний бал, що може одержати студент за контрольну роботу складає **40 балів**, з них на **теоретичну частину** контрольної роботи припадає 20 балів, на **практичну частину** – 20 балів.

Зарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку не менше 20 балів (10 балів з теоретичної частини і 10 балів з практичної частини), тобто не менше 50% від максимальної. Не зарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку меншу за 20 балів, в цьому випадку вона повертається на доопрацювання.

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

Тут для оцінки ступеня засвоєння основних положень теоретичних розділів дисципліни та оцінки засвоєння практичної частини передбачається виконання низки лабораторних робіт та практичних занять,

які охоплюють основні питання практичного розділу дисципліни. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням **ритмічності** роботи студента на протязі занять, **повноти** розкриття тем, **якості** розрахунків та графічних побудов, **достовірності** одержаних висновків, а також результатів **захисту** наданих завдань.

Максимальна оцінка роботи студента під час **заліково-екзаменаційної сесії** складає **60 балів** та включає: оцінку з практичних модулів (усне опитування під час лабораторних робіт – **10** балів, виконаних лабораторних робіт – **20** балів та усне опитування і розв'язок задач на практичних заняттях – **30** балів).

Для заочної форми навчання студент вважається допущеним до підсумкового контролю з навчальної дисципліни, якщо він виконав всі види робіт поточного контролю (міжсесійні та сесійні), передбачені робочою навчальною програмою дисципліни і набрав за накопичувальною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за дисципліну.

Згідно з «Положенням про організацію поточного та підсумкового контролю знань студентів заочної форми навчання ОДЕКУ» затвердженого від 1.03.2011 р., накопичена підсумкова оцінка засвоєння студентом навчальної дисципліни, що закінчується іспитом, розраховується як:

$$ПО = 0,5ОПК + 0,25(ОЗЕ + ОМ), \text{ де}$$

ОПК – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) заходу підсумкового контролю;

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

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

У разі використання екзаменаційних білетів у вигляді тестових завдань закритого типу, загальна екзаменаційна оцінка (бал успішності) еквівалентна відсотку правильних відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білету. На виконання наказу №308 від 28 вересня 2012 р. у відповідність до Форми №Н-5.03 (затверджено наказом МОН №384 від 29.03.12 р.) застосовується шкала відповідності оцінок в системі університету, національній системі і системі ECTS у такому вигляді:

Таблиця 2 – Шкала відповідності оцінок за національною системою та системою ЄКТАС

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

Зміст розділів дисципліни «Хімія» для студентів I курсу заочної форми навчання

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

1. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

- 1.1 Основні поняття та закони хімії
- 1.2 Будова атома
- 1.3 Хімічний зв'язок
- 1.4 Комплексні сполуки
- 1.5 Класи неорганічних речовин

2. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

- 2.1 Основи аналітичної хімії
- 2.2 Методи дослідження в аналітичній хімії

3. РОЗЧИНИ

- 3.1 Загальна характеристика розчинів
- 3.2 Розчини електролітів
- 3.3 Йонно-молекулярні рівняння

За I курс студенти виконують такі лабораторні роботи:

1. Визначення хімічного еквіваленту металу.
2. Класи неорганічних речовин
3. Приготування розчинів певної концентрації.
4. Гідроліз солей.

**Перелік тем навчальної дисципліни «Хімія»
(аналітична і неорганічна хімія) за I курс заочної форми навчання
із посиланням на основну літературу**

Тема 1. Теоретичні основи неорганічної хімії. Будова речовини [2] С.20-40;
60-109; 118-158.

Тема 2. Основні поняття і методи дослідження аналітичної хімії [5] С.44-50
89-107; 148-167.

Тема 3. Розчини електролітів і неелектролітів [2] С. 234-240.

Тема 4 Гідроліз солей [2] С.248-271.

Тема 5. Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки. [2] С.37-50;
598-620.

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

<i>Змістовний модуль</i>	<i>Блок</i>	<i>Строк виконання</i>
Змістовний модуль №1 – теоретичний	Основні поняття і закони хімії; будова атому; хімічний зв'язок; класи неорганічних сполук; комплексні сполуки	4-8 тиждень
Оформлення МКР	Розв'язання завдань з ЗМ-Л1	10 тиждень
Змістовний модуль № 2 – практичний	Розрахунки за законами хімії основних параметрів хімічних сполук	12 тиждень
Оформлення МКР	Розв'язання завдань з ЗМ-Л1	16 тиждень
Змістовний модуль №3 – практичний	Визначення концентрацій розчинів, йонно-молекулярні рівняння хімічних реакцій	20 тиждень
Оформлення МКР	Розв'язання завдань з ЗМ-Л1	24 тиждень
Змістовний модуль № 4 – теоретичний	Аналітична хімія. Розчини електролітів і неелектролітів. Гідроліз солей	28 тиждень
Оформлення МКР	Розв'язання завдань з ЗМ-Л1	32 тиждень

Рекомендована література

Основна:

1. Романова Н.В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: КНОРУС, 2011. – 752 с.
3. Мітрясова О.П. Загальна хімія. Хімія довкілля. – К.: Видавничий дім «Професіонал», 2009. – 336 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1989. – 272 с.
5. Попадич І. О., Траубенберг С.Є. та інш. Аналитическая химия. – М.: Химия, 1989. – 176 с.
6. Чернобаев А.П. Химия окружающей среды. – К: Высшая школа, 1990. – 285 с.

Додаткова:

7. Курс химии. Под редакцией Дмитриева Г.А., часть I, Общетеоретическая, М., Высшая школа, 1967. – 404 с.
8. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Основні поняття і закони хімії. Методичні вказівки – Одеса, ОДЕКУ, 2002. – 60 с.
9. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса, ОДЕКУ, 2009. – 304 с.
10. Костік В.В., Ганін Е.В., Васильєва М.Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт «Розчини. Гідроліз солей» - Одеса, ОДЕКУ, 2003. – 34 с.
11. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 75 с.

2. МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ПІД ЧАС ВИВЧЕННЯ ТЕОРЕТИЧНОГО МАТЕРІАЛУ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ» І КУРСУ

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

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

1 БУДОВА РЕЧОВИНИ

1.1 Основні поняття та закони хімії

При самостійному вивченні теми І студенту необхідно спиратися на шкільні знання основ хімії та вивчити основні поняття та їх визначення. Атомні і молекулярні маси. Моль. Закон збереження маси-енергії. Закон сталості складу. Закон кратних відношень. Закон об'ємних відношень. Закон еквівалентів. Закон Авогадро і наслідки. Хімічні символи, формули, рівняння. Класи неорганічних речовин. Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.20-40, [3] С.6-44, [9] С.10-35.

1.2 Будова атома

Самостійне вивчення ІІ теми студенту необхідно починати з планетарної моделі атома Резерфорда-Бора-Зоммерфельда. Квантова теорія світла Планка. Атомні спектри. Енергетичний стан електрона в атомі. Квантові числа. Електронні формули атомів. Класифікація елементів в залежності від електронної будови їх атомів: *s*-, *p*-, *d*- *f*-елементи Періодичної системи. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Залежність властивостей елементів від електронної будови їх атомів. Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.60-109, [3] С.44-71, [9] С.71-85.

1.3 Хімічний зв'язок

Студент повинен мати уявлення про теорії хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Неполарний і полярний ковалентний зв'язок. Спрямованість ковалентного зв'язку і форма простих молекул. Гібридизація електронних орбіталей. Метод молекулярних орбіталей. Йонний зв'язок. Комплексні сполуки. Водневий зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія. Аморфний і кристалічний стан речовини. Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.118-158, [3] С.71-95, [9] С.98-108.

1.4 Комплексні сполуки

Необхідно засвоїти студентам, що комплексні сполуки були одержані ще в середині XVIII ст. вони мають центричну будову, тобто всі групи, що входять до їх складу, певним чином розташовані навколо атома-комплексоутворювача, або центрального атома (йона). ([2] С.598 - 622, [3] С.36 – 40). Комплексоутворювач – у переважній більшості йон металу Me^{n+} (*d*-елементи). Лужні і лужноземельні метали є найменш активними комплексоутворювач ([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. Будову молекул деяких комплексних сполук у просторі вперше пояснив А. Вернер ([2] С.599, [3] С.36), ([2] С.607 – 609). Номенклатура комплексних сполук.

1.5 Класи неорганічних речовин

Загальні уявлення про прості і складні речовини, метали і неметали, оксиди, кислоти, основи, солі та їхні властивості ([2] С.18-20, 37-43).

2. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

2.1 Основи аналітичної хімії

Методи дослідження складу речовин в аналітичній хімії. ([5] С.47-53).

Якісний аналіз ([5] С.44-47, 53-63). Кількісний аналіз: гравіметричний аналіз ([5] С.73-82), титрометричний аналіз ([5] С.89-107), методи окиснення-відновлення – редоксиметрія ([5] С.134-148), фотометричний аналіз ([5] С.64-175), нефелометричний, люмінесцентний, рефрактометричний, поляриметричний, потенціометричний, хроматографічний методи аналітичної хімії ([5] С.186 – 237).

2.2 Методи дослідження в аналітичній хімії ([5] С.148-167).

3 РОЗЧИНИ

3.1 Загальна характеристика розчинів

При вивченні фізико-хімічних властивостей води студенту необхідно звернути увагу на процес розчинення та його стадії; розчинність; концентрація розчинів; осмос; тиск пари розчинів; кристалізація і кипіння розчинів; осмотичний тиск розчинів. Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.237-246, [3] С.123-157, [9] С.193-203.

3.2 Розчини електролітів

Під час самостійного вивчення теорії електролітичної дисоціації слід звернути увагу на слабкі та сильні електроліти. Момент повної гідратації. Йонні пари. Активна концентрація йонів. Коефіцієнт активності. Йонна сила розчину. Рівняння Дебая-Гюккеля. Розчини слабких електролітів. Константа та ступінь дисоціації. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінчастий механізм дисоціації слабких кислот та основ. Закон розведення Оствальда. Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.246-252, [3] С.123-157, [9] С.205-220.

3.3 Йонно-молекулярні рівняння. Гідроліз солей

Студентам треба ознайомитися з дисоціацією води. Водневий показник. Гідроліз солей. Константа гідролізу. Добуток розчинності. Властивості кислот, основ і солей з точки зору електролітичної дисоціації. Студентам слід використовувати наступну літературу: [2] С.248-271, [3] С.123-178, [9] С.220-236.

Запитання студентам до самоконтролю

1. Атомно-молекулярне вчення. Поняття: атом, молекула, атомна одиниця маси, молекулярна маса, моль. [9] С.12-14.
2. Поняття про еквівалент і еквівалентну масу елемента, їх розрахунок. [9] С.15, 16, 26.
3. Поняття про еквівалент і еквівалентну масу складної сполуки, їх розрахунок. [9] С.25-27.
4. Поняття про еквівалент окиснювача і відновника, їх розрахунок. Приклади. [9] С.246.
5. Закон еквівалентів. Математичний вираз закону еквівалентів для різних випадків. [9] С.25, 26.
6. Рівняння Менделєєва-Клайперона. [9] С.30, 31.
7. Будова атома. Структурні елементи атома, їх властивості, маса, заряд. [9] С.71.
8. Склад атомних ядер. Протонно-нейтронна теорія. Ізотопи. Ізобари. Ізотони. Приклади. [2] С.70-101.
9. Моделі будови атома за Резерфордом, Бором, квантово-механічна. [9] С.72-75.
10. Квантові числа як характеристика стану електрона, їх фізичний зміст. Атомні орбіталі. Принцип Паулі. [9] С.75-77, 80-81.
11. Правила і порядок заповнення атомних орбіталей. Електронні формули, правило Хунда. [9] С.81.
12. Будова багатоелектронних атомів. Розрахунок максимального числа електронів на енергетичних підрівнях і рівнях атома. [9] С.80-82.

13. Періодична система елементів Д.І.Менделєєва. Зміна властивостей хімічних елементів і їх сполук. [9] С.89-91.
14. Окисно-відновні властивості елементів. Значення періодичного закону Д.І.Менделєєва. [9] С.91.
15. Стійкість системи атома. Йонізація і збудження атома. Енергія йонізації і спорідненість до електрона. Електронегативність. [9] С.93-94.
16. Характеристика властивостей елемента і його сполук, виходячи з електронної формули та відповідно до положення в періодичній системі. [9] С.91-92.
17. Основні типи і характеристики хімічного зв'язку: довжина зв'язку, енергія зв'язку. [9] С.99.
18. Ковалентний зв'язок, його властивості, полярність, насичуваність, спрямованість. [9] С.99-101. Донорно-акцепторний зв'язок. [9] С.105.
19. Йонний зв'язок, його властивості. [9] С.106. Водневий зв'язок. [9] С.105.
20. Будова і властивості простих молекул, гібридизація орбіталей і просторова конфігурація молекул. [9] С.101-104.
21. Основні типи взаємодії молекул. Сили міжмолекулярної взаємодії. [9] С.107.
22. Донорно-акцепторна взаємодія. Комплексні сполуки. [9] С.105.
23. Комплекси, комплексоутворювачі, ліганди, заряд і координаційне число. Типи комплексних сполук. Приклади. [2] С.598-622.
24. Аналітична хімія: якісний і кількісний аналіз.
25. Класифікація речовин за катіонами і аніонами в кількісному аналізі.
26. Методи кількісного аналізу речовин.
27. Класи неорганічних речовин.
28. Типи розчинів. Способи виразу концентрації розчинів: масова, молярна, молярна, еквівалентна, титр. [9] С.193-196.
29. Водні розчини електролітів. Сильні та слабкі електроліти. [9] С.213-215.
30. Ступінь дисоціації. Слабкі електроліти. [9] С.214-215.
31. Константа дисоціації. Зв'язок ступеня дисоціації з константою дисоціації - закон розбавлення Оствальда. [9] С.218-219.
32. Сильні електроліти. Активність. Ефективна концентрація йонів. [9] С.219.
33. Електролітична дисоціація води. Водневий показник середовища. [9] С.220.
34. Дисоціація кислот, основ, солей. Ступінчаста дисоціація. [9] С.215-218.
35. Йонні реакції в розчинах. Гідроліз солей, ступінь гідролізу, константа гідролізу. [9] С.224-228.

3. ВКАЗІВКИ ДО ВИРІШЕННЯ ЗАВДАНЬ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ

3.1 БУДОВА РЕЧОВИНИ

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

3.1.1 Основні хімічні поняття

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

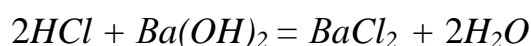
Молярний об'єм (V_m) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі (одиниця молярного об'єму – м³/моль або дм³/моль):

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

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

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

Наприклад в реакції:



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

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

3.1.1.1 Основні закони хімії ([2] С.22-33; [3] С.16-21)

Закон еквівалентів ([2] С.33; [3] С.21).

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

3.1.1.2 Закони ідеальних газів ([2] С.22-33; [3] С.16-21)

3.1.1.3 Приклади розв'язання завдань

Визначення хімічних формул за валентністю

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

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



Знаходимо найпростіше відношення між індексами елементів:

$$B(\text{Fe}) \cdot i(\text{Fe}) = B(\text{O}) \cdot i(\text{O}); \quad B(\text{Cu}) \cdot i(\text{Cu}) = B(\text{O}) \cdot i(\text{O})$$

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

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

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

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

Розв'язання: Записуємо правило взаємного насичення валентностей.

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

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

Для CH_4 : $V(C) \cdot i(C) = V(H) \cdot i(H)$

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

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

Кількість речовини. Молярна маса

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

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

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

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

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

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

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

Знаходимо кількість речовини

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

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

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

Розв'язання: Молярна маса дорівнює

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

визначаємо масу $NaCl$:

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

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

Визначення числа структурних одиниць в певній масі речовини

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

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

$$\nu(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)}; \quad \nu(O_2) = \frac{10,5}{32} = 0,328 \text{ моль}.$$

Визначаємо число структурних одиниць (молекул) кисню:

$$N(O_2) = \nu(O_2) \cdot N_A; \quad N(O_2) = 0,328 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,975 \cdot 10^{23}.$$

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

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

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

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

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

V – об'єм газу.

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

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

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

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

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

де D – відносна густина першого газу за другим.

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

$$D_{H_2} = \frac{M}{M(H_2)}; \quad \text{так як} \quad M = 2 \cdot D_{H_2}$$

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):

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

Закон Гей-Люссака:

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

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

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

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

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

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

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

Приклад 1. Знайти число молекул H_2 , що міститься в 5,6 дм³ водню.

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

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

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

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

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

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

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

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

де $M(O_2) = 32 \text{ г/моль.}$

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

Відповідь: 100 г кисню займає об'єм 70 дм³.

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

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

$$M = \rho \cdot V_m$$

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

де $M(\text{CH}_4) = 16$ г/моль.

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

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

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

де $M(\text{He}) = 4$ г/моль.

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 64 г/моль.

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

Розв'язання: Визначаємо кількість речовини сірководню

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

де $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль

Визначаємо об'єм газу за н.у.:

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

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

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

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

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

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

Відповідь: об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює 30,87 дм³.

Приклад 7. Маса 500 см³ газу, взятого за температури 27 °C і тиску 101300 Па, дорівнює 0,345 г. Визначити молярну масу цього газу.

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

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

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

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

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 17 г/моль.

Закон еквівалентів

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

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

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

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

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

Приклад 2. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_4 .

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

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

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

Відповідь: молярна маса еквівалента $H_3PO_4 = 32,67$ г/моль.

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

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

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

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

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

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

Формула хлориду, що утворюється: $FeCl_2$.

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

Приклад 4. Чому дорівнює молярна маса еквівалента двовалентного металу, якщо 0,082 г металу при взаємодії з кислотою утворюють 75,6 см³ водню. Який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Записуємо закон еквівалентів, враховуючи маси та попередні записи:

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

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

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

Для рішення цього рівняння отримаємо:

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

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

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

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

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

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

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

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

3.1.2 Будова атома

3.1.2.1 Моделі атома

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

3.1.2.2 Квантові числа, їх фізичний зміст

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

Звертаємо увагу на наступне: Для енергетичних рівнів електрона у атомі прийнято такі літерні позначення:

головне квантове число $n = 1; 2; 3; 4; 5; 6;$

позначення енергетичного рівня: $K L M N O P Q$

орбітальне квантове число $l: 0; 1; 2; 3;$

енергетичні підрівні: $s, p, d, f.$

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

Числові значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l$ до 0 та до $+l$ (табл. 3).

Таблиця 3 – Значення магнітного квантового числа

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

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

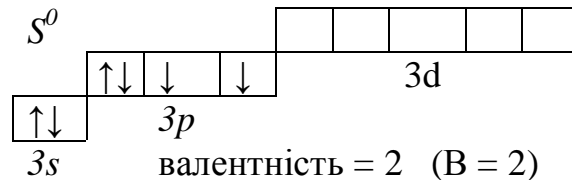
Електрони, які мають однаковий напрямок спіна $\uparrow\uparrow$ називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів $\uparrow\downarrow$ - *антипаралельними*.

3.1.2.3 Електронні формули атомів ([2] С.88-100, [3] С.52-54)

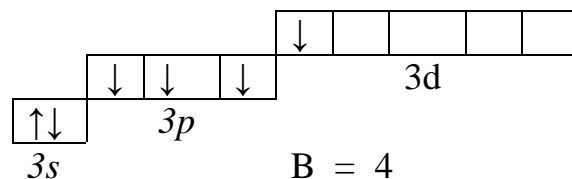
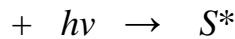
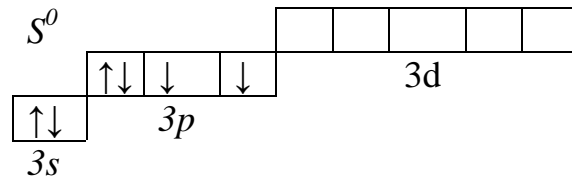
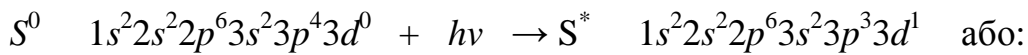
3.1.2.4 Електронні формули атомів у збудженому стані

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

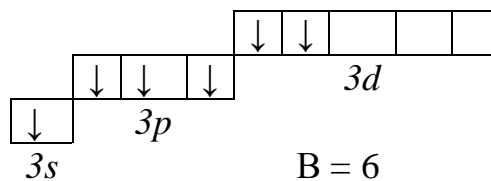
На третьому енергетичному рівні є вакантні d -орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з p - та s -підрівнів третього енергетичного рівня



Електронна формула збудженого стану атома Сульфуру S^* :



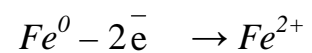
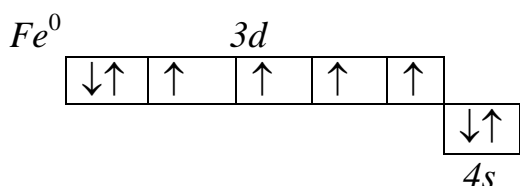
Електронна формула $S^{**} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.

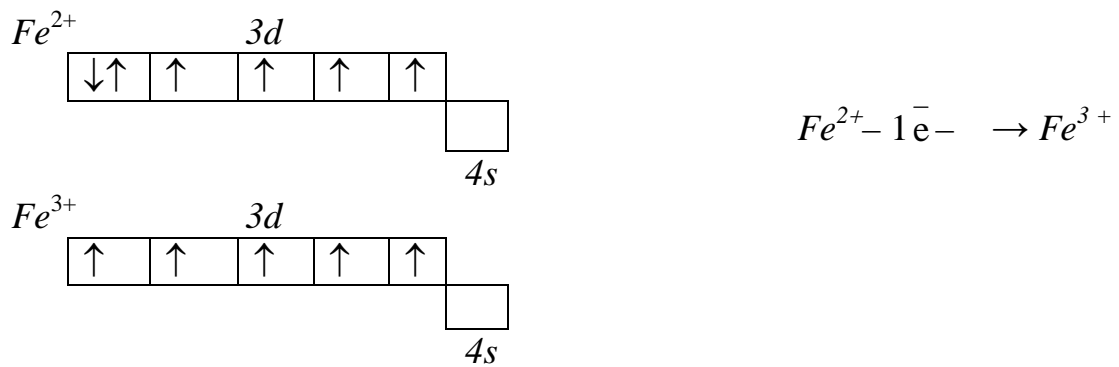


Унаслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульфуру стали неспареними, але кількість електронів незмінна.

3.1.2.5 Електронні формули йонів

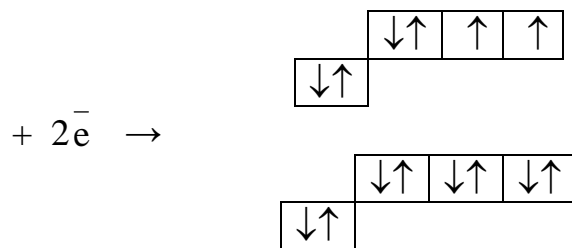
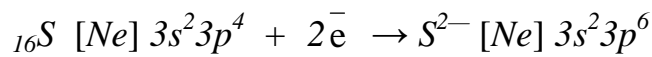
Електронні формули йонів відрізняються від електронних формул атомів.





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

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



3.1.2.6 Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва ([2] С.50-59, [3] С.233-242)

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

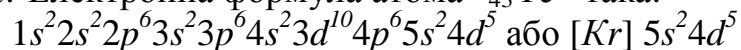
3.1.2.7 Періодична зміна властивостей хімічних елементів

Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність хімічних властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати на його властивості ([2] С.56-59, [3] С.235-238).

3.1.2.8 Приклади розв'язання завдань

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

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



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

Приклад 2. Визначити валентні електрони елемента.

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

У Tc ... $5s^2 4d^5$ – валентні електрони
 останній рівень попередній незаповнений підрівень

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

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

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

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

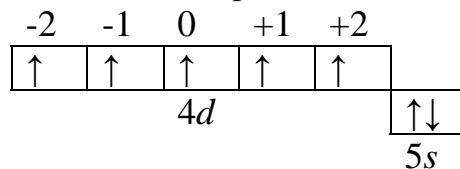
За II правилом Клечковського: при однаковому значенні сум $n+l$ для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

Приклад 4. У наведеної електронної формули ${}_{43}\text{Tc} \dots 4p^6 5s^2 4d^5$ 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) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі: s, p, d або f , значення l для всіх d -електронів однакові – 2, а для s -електронів – 0. Маємо:



- графічне зображення валентних електронів Tc

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

Кількість орбіталей на тому чи іншому підрівні обумовлена магнітним квантовим числом $m_l = 2l + 1$, тоді ми 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».

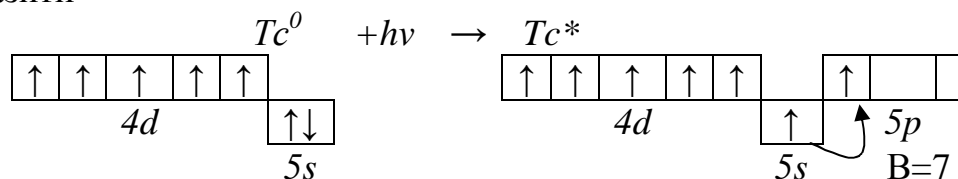
На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які можуть мати значення $m_l = \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle$. На d -підрівні – 5 комірок зі значенням $m_l = \langle -2 \rangle, \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle, \langle +2 \rangle$. Так само для f -підрівня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

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

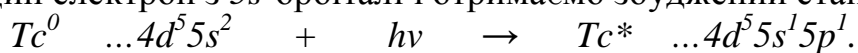
Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $4d^1-4d^5$ і $5s^1$ це значення $\langle -1/2 \rangle$, а у $5s^2$ – антипаралельного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

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

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



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



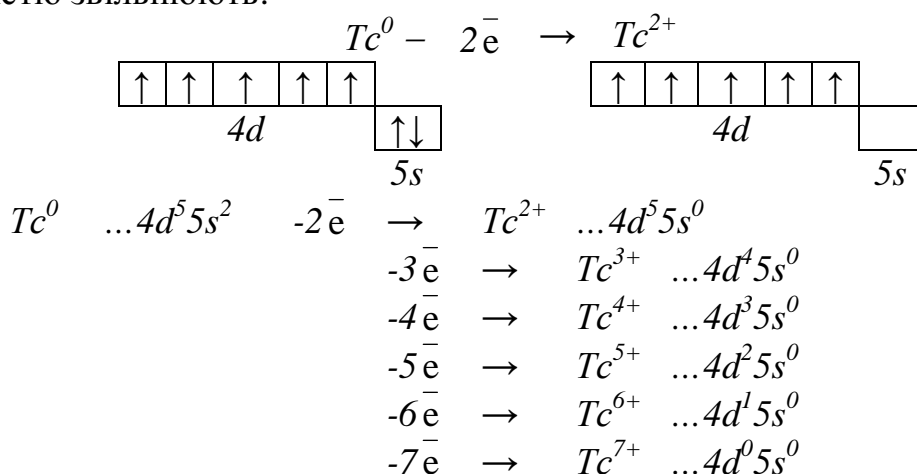
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Tc^* валентність дорівнює 7.

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

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

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

віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі і завжди їх повністю звільнюють:



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

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

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

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

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

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

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

Розв'язання: Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість

валентних електронів: $2 + 6 = 8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до *d*-родини. Елементи *s*- і *p*-родин належать до головних підгруп, а елементи *d*- і *f*-родин – до побічних підгруп.

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

3.1.3 Хімічний зв'язок

3.1.3.1 Виникнення хімічного зв'язку ([2] С.118-160, [3] С.71-94)

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

3.1.3.2 Ковалентний зв'язок ([2] С.131-138, [3] С.78-88)

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

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

3.1.3.3 Метод валентних зв'язків

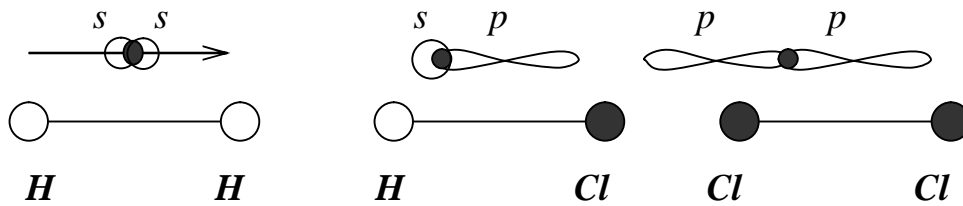
Утворення хімічного зв'язку – взаємодія електронів зовнішніх електронних орбіталей – валентних електронів ([2] С.130-146, [3] С.79-83).

3.1.3.4 Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул ([2] С.138-142) Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних орбіталах. Здавалось б, що й зв'язки в молекулі за міцністю повинні бути нерівноцінними. Однак досвід показує, що вони рівноцінні.

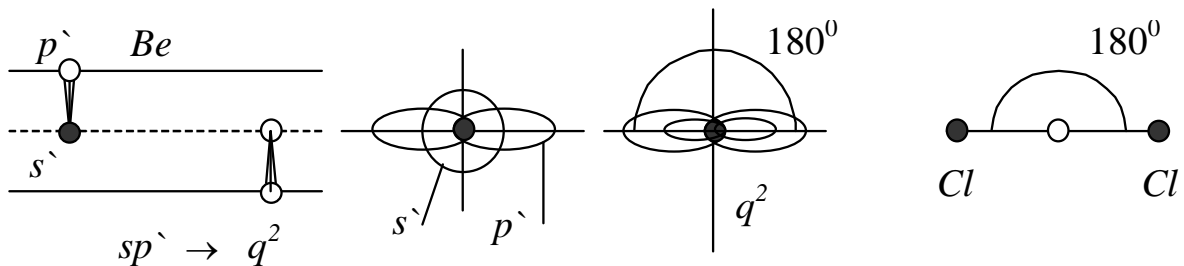
Рівноцінність їх пояснює *теорія гібридизації атомних орбіталей*, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюються рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

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

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



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



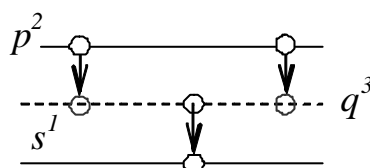
Внаслідок цього утворюються дві рівноцінні sp – гібридні орбіталі, які знаходяться в просторі під кутом 180° . Така sp -гібридизація характерна для елементів II групи, а їхні молекули мають лінійну форму.

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

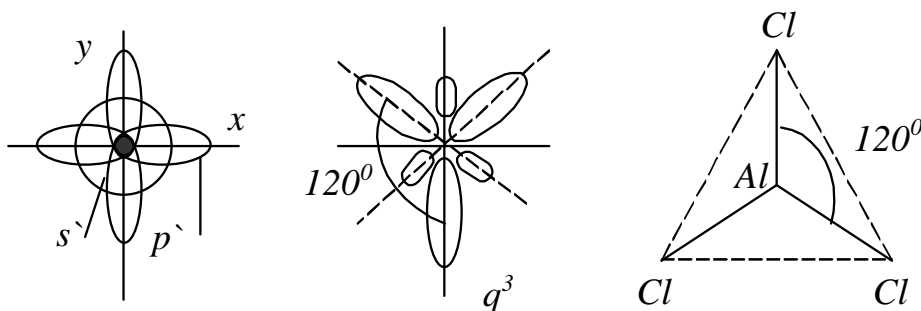
У молекулі хлориду алюмінію $AlCl_3$ у атома хлору один неспарений p - електрон



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

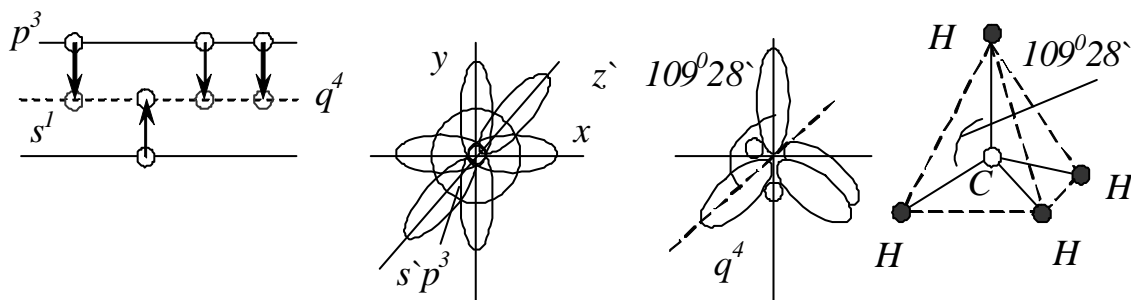


$Al^0 + h\nu \rightarrow Al^*$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \dots 3s^1 3p^2$ гібридні $\dots 3q^3$ орбіталі.
 Три sp^2 -гібридні орбіталі розташовані під кутом 120°

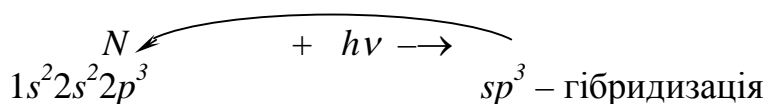


У молекулі метану CH_4 в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі атому Карбону – sp^3 -гібридизація.

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

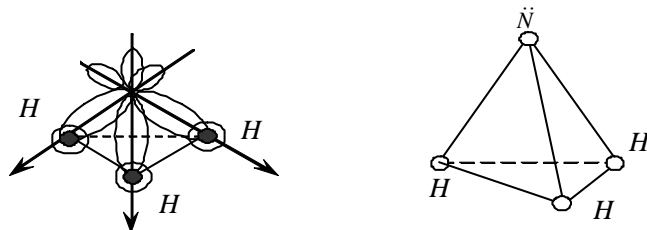


СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ ТА ОКСИГЕНУ. У молекулі амоніаку NH_3 в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атома азоту нема збудженого стану.

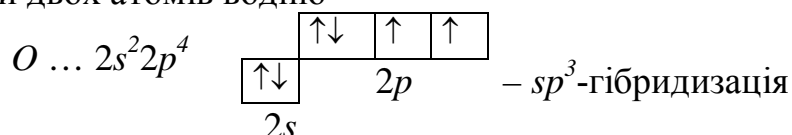


та $2s$ -орбіталь зайнята парою електронів.

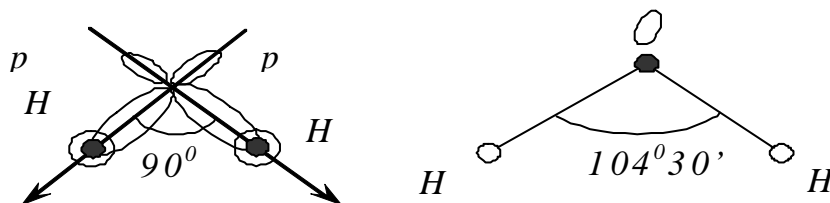
Через слабе відштовхування, яке існує між орбітальми, які беруть участь в утворенні зв'язку, та зайнятою $2s$ -орбітальною, валентний кут змінюється до $107^\circ 18'$. При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі амоніаку три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



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



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

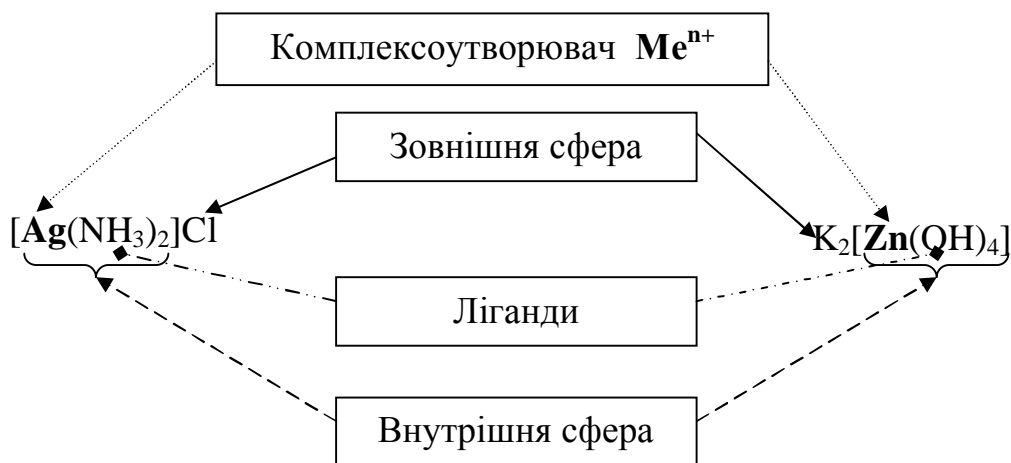


3.1.3.5 Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук ([2] С.598-622, [3] С.36-40)

Комплексні сполуки були одержані ще в середині XVIII ст.

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

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



Центральним атомом можуть бути майже всі елементи періодичної системи, але найбільшу здатність до комплексоутворення виявляють

d-елементи. Лужні і лужноземельні метали є найменш активними комплексоутворювачами. Таки неметали, як *B*, *Si*, *P*, *As*, виконують роль центрального атома у комплексних сполуках (КС) типу $K[BH_4]$, $H_2[SiF_6]$, $K[PF_6]$ тощо ([2] С.601, [3] С.37).

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



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

Сполуки з к.ч. 2 типу $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[CuCl_2]^-$ характеризуються *sp*-гібридизацією АО центрального атома, отже комплексоутворювач і ліганд розміщуються на прямій лінії: $H_3N \rightarrow Ag^+ \leftarrow NH_3$

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

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

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

Таблиця 3 – Типи гібридизації орбіталей центрального йона

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

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

Таблиця 4 – Назви комплексних сполук за систематичною номенклатурою

<i>КС з комплексним катіоном</i>	<i>КС з комплексним аніоном</i>	<i>Електронеутральний комплекс</i>
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ тетраамінкупрум (II) сульфат	$K_3[Fe(CN)_6]$ калій гексаціаноферат(III)	$Fe(CO)_5$ пентакарбоніл феруму
$[Fe(H_2O)_6]Cl_3$ гексаакваферум(III) хлорид	$Na_3[Al(OH)_6]$ натрій гексагідроксоалюмінат	$Pt(NH_3)_2Br_2$ діаміндібромплатина
$[Cr(OH)_2H_2O(NH_3)_2]Br$ аквадіамінгідроксо- хром(III)бромід	$Cs_2[Pt(CN)_4F_2]$ цезій дифлуоротетра- ціаноплатинат(IV)	$Cr(NH_3)_3(NCS)_3$ триамінтри- (тіоціанато-N) хром

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

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

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

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

3.1.3.6 Приклади розв'язання завдань

Полярність хімічного зв'язку, геометрична форма молекул

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

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

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

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

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

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

❖ Знайти центральний атом та його валентність:

$AlCl_3$, центральний атом Al , валентність III;

H_2S центральний атом S , валентність II;

AsH_3 центральний атом As , валентність III;

BCl_3 центральний атом B , валентність III;

CCl_4 центральний атом C , валентність IV.

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

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

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

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

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

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

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

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

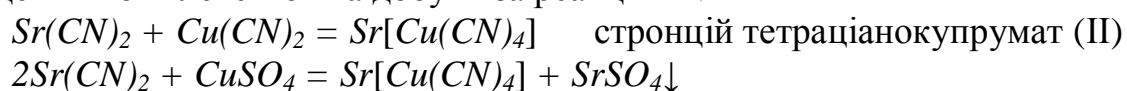
CCl_4 . Для атома C кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює двом, а в сполуці його валентність – IV. Тобто атом C повинен перейти до збудженого стану: $2s^2 + hv \rightarrow 2s^1 2p^3$.

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

Комплексні сполуки

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

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



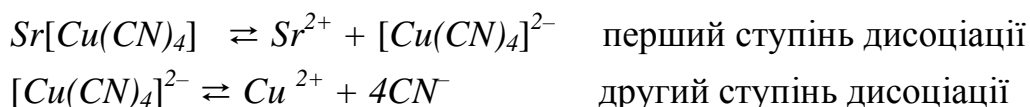
Приклад 2. Дати назву сполукам: $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Ca[BeF_4]$

Розв'язання:

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

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

Розв'язання:



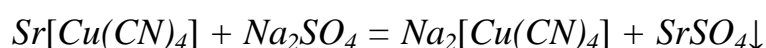
Приклад 3. Навести вираз для константи нестійкості комплексного йона $[Cu(CN)_4]^{2-}$.

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

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

Приклад 4. Скласти рівняння реакції обміну між комплексною сполукою $Sr[Cu(CN)_4]$ і сульфатом натрію.

Розв'язання. Рівняння реакції має вигляд:



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

3.2 АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Студентам слід ретельно вивчити теоретичний матеріал, щоб знати основні поняття аналітичної хімії: якісний і кількісний аналіз; класифікацію речовин за катіонами і аніонами в кількісному аналізі, методи кількісного аналізу речовин та класи неорганічних речовин.

Класи неорганічних речовин - Загальні уявлення про прості і складні речовини, метали і неметали, оксиди, кислоти, основи, солі та їхні властивості ([2] С.18-20, 37-43).

Основи аналітичної хімії - Методи дослідження складу речовин в аналітичній хімії. ([5] С.47-53).

Якісний аналіз ([5] С.44-47, 53-63).

Кількісний аналіз: гравіметричний аналіз ([5] С.73-82), титрометричний аналіз ([5] С. 89-107), методи окиснення-відновлення – редоксиметрія ([5] С.134-148), фотометричний аналіз ([5] С.64-175), нефелометричний, люмінесцентний, рефрактометричний, поляриметричний, потенціометричний, хроматографічний методи аналітичної хімії ([5] С. 186-237).

Методи дослідження в аналітичній хімії ([5] С.148-167).

Формули хімічних речовин відображають якісний і кількісний склад речовини, тобто вказує які елементи і в якій кількості входять до складу однієї молекули. Кожна формула зображає або одну молекулу речовини, або вагову кількість речовини, що чисельно дорівнює її молекулярній масі. Наприклад, H_2O означає або одну молекулу води, або 18 в.ч. її (зазвичай одну грам-моль речовини, тобто 18 г/моль).

Розділ хімії, що розглядає кількісний склад речовин і кількісні співвідношення між реагуючими, називають **стехіометрією**. Відповідно до цього, розрахунки кількісних співвідношень між елементами у сполуках або між речовинами в хімічних реакціях називають стехіометричними розрахунками. В їх основі лежать такі закони: закон збереження маси речовин, закон сталості складу, закон кратних відношень та газові закони.

Закони сталості складу і кратних відношень впливають з атомно-молекулярного вчення. Речовини з молекулярною структурою складаються з однакових молекул. Тому природно, що склад таких речовин сталий. При утворенні з двох елементів кількох сполук атоми цих елементів сполучаються один з одним у молекули різного, але певного складу. Наприклад, молекула оксиду карбону (II) побудована з одного атома Карбону і одного атома Оксигену, а до складу молекули діоксиду карбону (IV) входить один атом Карбону і два атоми Оксигену. Таким чином, вагова кількість Оксигену, яка припадає на одну й ту саму вагову кількість Карбону, у другій з цих сполук в два рази більша, ніж у першій.

3.3 РОЗЧИНИ

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

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

3.3.2 Колігативні властивості розчинів ([2] С.228-237, [3] С.149-156)

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

3.3.3.1 Сильні електроліти ([2] С.246- 255, [3] С.160- 161)

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

3.3.3.3 Гідроліз солей ([2] С.264-270, [3] С.171-173)

3.3.3.4 Добуток розчинності ([2] С.256-258, [3] С.175-176)

3.3.4 Приклади розв'язання завдань

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

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

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

де ω – масова частка розчиненої речовини; $m_{p-ни}$ – маса розчиненої речовини; $m_{p-ну}$ – загальна маса розчину; $m_{p-ка}$ – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см^3 ;

V – об'єм розчину.

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

Молярна концентрація дорівнює:

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

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

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

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

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

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

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

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

Треба визначити об'єм розчину, який дорівнює:

$$V = \frac{m_{p-ни}}{\rho}.$$

Тоді:

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

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

або

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

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

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

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

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

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

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = C_M \cdot V = 0,25 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,25 \text{ дм}^3 = 0,0625 \text{ моль}$$

Масу Na_2CO_3 , необхідну для приготування розчину обчислимо:

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

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

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

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

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

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

Маса розчиненого сірководню дорівнює:

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

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

Маса розчину дорівнює:

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

Масова частка сірководню в цьому розчині дорівнює:

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

Відповідь. Масова частка 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:

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

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:

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

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \cdot \frac{9}{1+9} = 225 \text{ г}; \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{225}{1,0} = 225 \text{ см}^3.$$

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

Приклад 5. Приготувати 200 см³ 0,1 М розчину сульфату міді з кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Розв'язання. Визначаємо масу безводної солі:

$$m(\text{CuSO}_4) = M(\text{CuSO}_4) \cdot C_M \cdot V = 159,5 \cdot 0,1 \cdot 0,2 = 3,19 \text{ г}.$$

Знаходимо масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, відповідну безводній солі:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & \text{містить} & 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \\ 249,5 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 159,5 \text{ г } \text{CuSO}_4 \\ m \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 3,19 \text{ г } \text{CuSO}_4 \\ m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) & = & (249,5 \cdot 3,19) / 159,5 = 4,98 \text{ г}. \end{array}$$

Відповідь. Для приготування 200 см³ 0,1 М розчину сульфату міді треба 4,98 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Розчини сильних електролітів

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

Розв'язання. Осмотичний тиск розчинів електролітів дорівнює:

$$p_{\text{осм}} = i \cdot C_M \cdot RT$$

Ізотонічний коефіцієнт:

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

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,4.

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

Розв'язання: Перший закон Рауля для електролітів:

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

Кількість речовини KCl та води визначаємо:

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

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

де $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5$ г/моль

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

де $M(H_2O) = 2 + 16 = 18$ г/моль

Ізотонічний коефіцієнт дорівнює:

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

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,75.

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

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

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

де C_m – моляльна концентрація;

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

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

звідси:

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

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,78.

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

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

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

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

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

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

Уявний ступінь дисоціації $NaNO_3$ у цьому розчині:

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

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

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

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

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

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

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

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

Уявний ступінь дисоціації HNO_3 у цьому розчині:

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

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

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

Розв'язання: Йонна сила розчину дорівнює:

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

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

Відповідь: Йонна сила розчину дорівнює 0,06.

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

Розв'язання: Визначаємо молярну концентрацію:

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

де $M(\text{CaCl}_2) = 111$ г/моль, 500 г = $0,5$ кг

Обчислимо йонну силу розчину:

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

За додатком 2 знаходимо коефіцієнт активності залежно від йонної сили розчину:

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

Активність йонів дорівнює:

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

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

Активна концентрація дорівнює:

$$a_{\text{CaCl}_2} = a_{\text{Ca}^{2+}} \cdot (a_{\text{Cl}^-})^2 = 0,0097 \cdot (0,0289)^2 = 8 \cdot 10^{-6}.$$

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

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

Розв'язання. Йонна сила розчину AgNO_3 :

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

Середній коефіцієнт активності йонів AgNO_3 :

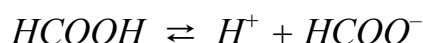
$$\lg f = -0,5117 Z_1 Z_2 \sqrt{I}$$

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

Розчини слабких електролітів

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

Розв'язання. Мурашина кислота дисоціює за рівнянням:



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

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

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

Звідки:

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

Приклад 2. Обчислити ступінь дисоціації сірководневої кислоти за першим ступенем у 0,1М розчині, якщо константа дисоціації $K_d = 1,1 \cdot 10^{-7}$.

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

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

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

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

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

$$C_{ион} = C \alpha n.$$

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

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

Концентрація йонів OH^- дорівнює:

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

Приклад 4. Добуток розчинності BaF_2 при $18^\circ C$ 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

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

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

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 5. 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 моля $\text{Mg}(\text{OH})_2$ у розчин переходить 1 моль йонів Mg^{2+} та вдвічі більше йонів OH^- . Отже у насиченому розчині $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

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

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

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

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

Приклад 6. $DP(\text{PbI}_2)$ при 20°C дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть розчинність (моль/дм³) при заданих умовах.

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

$$DP(\text{PbI}_2) = C(\text{Pb}^{2+}) \cdot (C(\text{I}^-))^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3, \text{ звідси}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{DP_{\text{PbI}_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Відповідь: Розчинність за заданих умов солі $\text{PbI}_2 = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$.

ЗАВДАННЯ ДО КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ

ВАРІАНТ № 1

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо):

Завдання №1

- А) Для кожного з валентних електронів елемента (заряд ядра якого дорівнює +24) напишіть значення 4-х квантових чисел. До якого класу неорганічних сполук він відноситься? До якого сімейства належить цей елемент?
- Б) Опишіть просторову будову молекули $AlCl_3$. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.
- В) Вкажіть електронну структуру йона, який має 10 електронів і 7 протонів.

Завдання №2

- А) Дайте назву комплексній сполуці $[Ag(H_2O)_2]Cl$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окислення. Вкажіть ліганди, їх ступень окислення, дентантність.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу йону комплексоутворювача тієї ж комплексної сполуки. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей йону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йону.

Завдання №3

- А) За допомогою яких методів в аналітичній хімії визначається якісний склад сполук (гравіметричний; титрометричний; якісних реакцій; реакцій осадження? Надати повні ґрунтовні відповіді.
- Б) Які методики використовують для електрофотокolorиметричного методу в аналітичній хімії. Навести конкретні приклади.
- В) Визначити найпростішу формулу кристалогідрату хлориду магнію, якщо прожарювали 2,0333 г сполуки і після прожарювання маса його дорівнює 1,055 г.

Завдання №4

- А) Основні закони хімії. Дати визначення еквіваленту. Визначити молярну еквівалентну масу Алюмінію. Визначити молярну масу еквіваленту металу, якщо при взаємодії 1,4 г його з бромидною кислотою виділяється 0,28 дм³ водню.
- Б) Теорія електролітичної дисоціації. На які йони дисоціює хлоридна кислота, силікатна кислота, гідроксид амонію? Записати рівняння реакцій.

Завдання №5

- А) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами: $CaSO_4 + Ba(OH)_2$; $Ca(OH)_2 + MgSO_4$.
- Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: $CaSO_4$, K_2CO_3 , CaS .

ВАРІАНТ № 2

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо) :

Завдання №1

- А) Як змінюються електронегативність, металічні і неметалічні властивості в періодичній системі Д.І.Менделєєва. Назвати елемент з найменшим значенням електронегативності: А) *B*; Б) *O*; В) *P*; Г) *F*.
Виберіть елемент, металічні властивості якого найсильніші: А) *Na*; Б) *K*; В) *Ca*; Г) *Mg*.
- Б) Закон еквівалентів. Основні поняття про еквівалент. Фактор еквівалентності алюміній (III) гідроксиду дорівнює: 1/2; 1/3; 1/4; 1/5. Чому дорівнює молярна маса еквіваленту цієї речовини?

Завдання №2

- А) Для кожного з валентних електронів елемента (заряд ядра якого дорівнює +28) напишіть значення 4-х квантових чисел. До якого класу неорганічних сполук він відноситься? До якого сімейства належить цей елемент?
- Б) Опишіть просторову будову молекули BF_3 . Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.

Завдання №3

- А) Надати повну відповідь, чому електрофотокolorиметричний метод аналізу відноситься до: хімічних; фізико-хімічних; біологічних; математичних.
- Б) В якому методі аналітичної хімії кількісний склад сполук визначається за допомогою титрування. Яку з реакцій в аналітичній хімії можна віднести до якісних і чому:
- | | |
|--------------------------|----------------------|
| А) $AgNO_3 + KI =$ | Б) $NaNO_3 + KCl =$ |
| В) $H_2SO_4 + K_2CO_3 =$ | Г) $H_3PO_4 + KOH =$ |

Завдання №4

- А) Розчини електролітів та їх основні властивості. Розрахуйте: а) відсоткову (С%), б) молярну (С_м), в) нормальну (С_н), г) молярну (С_м) концентрації розчину H_3PO_4 , що утворився при розчиненні 18 г

кислоти у 282 см^3 води, $\rho_{(\text{розчину})} = 1,031 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює титр (Т) розчину?

- Б) Основні класи неорганічних сполук. До якого класу неорганічних сполук відноситься $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? На які йони дисоціює сульфатна кислота? Назвати найслабкішу основу серед: RbOH ; NaOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Завдання №5

- А) Який об'єм $0,3 \text{ н. розчину}$ кислоти потрібен для нейтралізації розчину, що містить $0,32 \text{ г NaOH}$ у 40 см^3 ?
- Б) Яка із солей: K_2SO_4 чи $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ підлягає реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). Яке значення рН ($>$ чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити рН розчину цієї солі ?
- В) Скільки грамів NaNO_3 потрібно розчинити у 400 г води, щоб отримати 20% розчин?

ВАРІАНТ № 3

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо) :

Завдання №1

- А) На відновлення 1,8 г оксиду металу витрачено 883 см³ H₂, (н. у.)
Обчисліть еквівалентну масу оксиду.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +40. До якого сімейства (s, p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
- В) Опишіть просторову будову молекули CCl₄. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.

Завдання №2

- А) Дайте назву комплексній сполуці [Cr(H₂O)₆]Cl₃. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх ступень окиснення, дентантність.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу йону комплексоутворювача тієї ж комплексної сполуки. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей йону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йону.

Завдання №3

- А) В наслідок хімічного аналізу визначили, що до складу речовини входять такі компоненти: Магній 8,7% по масі, Калій 14,71%, Хлор 38,3%, Гідроген 4,4%, Оксиген 34,5%. Визначити найпростішу формулу мінералу.
- Б) Визначити формулу сполуки, якщо кремневодень масою 3,2 г згорає з утворенням 6 г диоксиду кремнію та пари води, густина пари кремневодню за воднем дорівнює 16.
- В) Опишіть методи та види кількісного аналізу речовин.

Завдання №4

- А) Основні класи аніонів і катіонів та якісні реакції на них. В аналітичній хімії якісний склад сполук визначається за допомогою яких методів (гравіметричний; титрометричний; якісних реакцій; реакцій осадження).
- Б) Визначити найпростішу формулу кристалогідрату хлориду магнію, якщо прожарювали 2,0333 г його і після прожарювання маса дорівнює 1,055 г.

Завдання №5

- А) Яка із солей: Na_2SO_3 чи $NaNO_3$ підляжить реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). Яке значення рН (> чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити рН розчину цієї солі ?
- Б) Щоб нейтралізувати 1 дм³ розчину, який містить 1,4 г KOH , потрібно 50 см³ розчину кислоти. Визначте нормальну концентрацію (C_H) розчину кислоти.

ВАРІАНТ № 4

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо)

Завдання №1

- А) Для розчинення 16,8 г металу потрібно 14,7г H_2SO_4 . Визначте еквівалентну масу металу та об'єм водню, що виділився (н.у.).
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +38. До якого сімейства (s, p, d, f) належить цей елемент? Для валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
- В) Опишіть просторову будову молекули $CdCl_2$. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.

Завдання №2

- А) Дайте назву комплексній сполуці $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх ступень окиснення, дентантність.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу йону комплексоутворювача тієї ж комплексної сполуки. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей йону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йону.
- В) Йоний тип хімічного зв'язку. Для яких сполук характерний йоний зв'язок: NH_3 ; NO ; H_2O ; $NaBr$; KCl ; Na_2O ; CO ; H_2S ; NH_4^+ ; O_2 ; N_2 ; H_2 .

Завдання №3

- А) Електрофотокolorиметричний метод аналізу, навести приклади застосування.
- Б) Дати характеристику якісному аналізу. Яку реакцію можна назвати якісною:
- | | |
|-------------------------|----------------------|
| А) $AgNO_3 + KOH =$ | Б) $NaNO_3 + KCl =$ |
| В) $H_2SO_4 + BaCl_2 =$ | Г) $H_3PO_4 + KOH =$ |

- В) За допомогою яких методів в аналітичній хімії визначається кількісний склад сполук? Визначити до якої аналітичної групи аніонів відносяться: а) SO_4^{2-} ; б) Cl ; в) NO_3^- ; г) Br^- .

Завдання №4

- А) Що називають йонним добутком води? Визначити pH та pOH 0,01 н розчину ацетатної кислоти CH_3COOH зі ступенем іонізації 4,2%.

Відповідь: 3,38; 10,62.

- Б) 2 см³ 96%-ої сульфатної кислоти ($\rho = 1,84$ г/см³) розчинили до 3 дм³. Визначити pH отриманого розчину, якщо $\alpha = 1$.

Відповідь: 1,62.

Завдання №5

- А) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами: $MgSO_4 + Ba(OH)_2$; $CaCl_2 + MgSO_4$

- Б) Який процес називають гідролізом. Що таке константа гідролізу, як вона розраховується? Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: $CuSO_4$, K_2CO_3 , CaS .

ВАРІАНТ № 5

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо)

Завдання №1

- А) Визначити кількість речовини еквіваленту та молярну масу еквіваленту вихідних сполук, які взаємодіють за реакціями; дати назву сполукам:
$$Fe(OH)_2CH_3COO + 3HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + CH_3COOH + 2H_2O,$$
$$KH_2PO_4 + KOH = K_2HPO_4 + H_2O.$$
- Б) При взаємодії 2,5 г карбонату металу з нітратною кислотою утворилось 4,1 г нітрату металу. Визначити молярну масу еквіваленту металу.

Завдання №2

- А) Дайте назву комплексній сполуці $K_2[PtI_4]$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх ступень окиснення, дентантність.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу йону комплексоутворювача тієї ж комплексної сполуки. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей йону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йону.

Завдання №3

- А) Методи аналітичної хімії. Якісний й кількісний аналіз. Визначити найпростішу формулу кристалогідрату хлориду магнію, якщо прожарювали 2,0333 г його та після прожарювання маса стала дорівнювати 1,055 г.
- Б) Визначити молярну масу еквіваленту металу, якщо при взаємодії 1,4 г його з HBr виділяється 0,28 dm^3 водню.

Завдання №4

- А) Чому дорівнює pH розчину у 1 dm^3 якого міститься 0,0051 г гідроксильних йонів? Скільки грамів $NaNO_3$ потрібно розчинити у 400 г води, щоб отримати 20% розчин?
- Б) Визначити pH 3,12%-ого розчину HCl ($\rho = 1,015$ г/ cm^3), $\alpha = 1$.

Завдання №5

- А) Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса та основні її положення. Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами: а) $SnCl_2 + (NH_4)_2S$; $SnCl_2 + H_3PO_4$;
- Б) Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей вказати реакцію розчинів: $FeCl_3$, $ZnSO_4$, Na_2CO_3 .

ВАРІАНТ № 6

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо)

Завдання №1

- А) Реакція нейтралізації 9,797 г H_3PO_4 потребує 7,998 г $NaOH$. Визначити кількість речовини еквіваленту та молярну масу еквіваленту кислоти, напишіть рівняння взаємодії цих сполук.
- Б) З 2,7 г оксиду металу можна отримати 6,3 г його нітрату. Визначити молярну масу еквівалента металу. Основні закони хімії. Дати визначення еквіваленту.

Завдання №2

- А) Дайте назву комплексній сполуці $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх ступень окиснення, дентантність.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу йону комплексоутворювача тієї ж комплексної сполуки. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей йону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йону.

Завдання №3

- А) В аналітичній хімії якісний склад сполук визначається за допомогою яких методів? Метод хроматографічного аналізу відноситься до: а) хімічних; б) фізико-хімічних; в) біологічних; г) математичних методів.
- Б) Якісний та кількісний аналіз речовин. Визначити до якої аналітичної групи відносяться катіони: а) Ca^{2+} ; б) K^+ ; в) Al^{3+} ; г) Mn^{2+}

Завдання №4

- А) Чому дорівнює нормальна або еквівалентна (C_H) концентрація 30% розчину $NaOH$ ($\rho = 1,328$ г/см³)?

Б) Яке значення pH ($>$ чи <7) має розчин солі $MnCl_2$? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). За допомогою якого індикатора можна визначити pH розчину цієї солі?

Завдання №5

А) Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса та основні її положення. Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами: а) $NaOH + (NH_4)_2SO_4$; $CrCl_3 + K_2Cr_2O_7$;

Б) Яка із солей: $LiCl$ чи $NiCl_2$ підляжить реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). Яке значення pH ($>$ чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити pH розчину цієї солі ?

ВАРІАНТ № 7

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо)

Завдання №1

- А) Основні закони хімії. Дати визначення еквіваленту. З 1,3 г гідроксиду металу можна отримати 2,85 г його сульфату. Визначити молярну масу еквівалента металу.
- Б) Визначити кількість речовини еквіваленту та молярну масу еквіваленту вихідних сполук, які взаємодіють за реакціями; дати назву сполукам:
- $$Ca(HCO_3)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2CO_2 + 2H_2O,$$
- $$Al(OH)_2Cl + KOH = Al(OH)_3 + KCl.$$

Завдання №2

- А) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +48. До якого сімейства (s, p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
- Б) Опишіть просторову будову молекули BCl_3 . Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома. Для яких сполук характерний ковалентний неполярний зв'язок: NH_3 ; NO ; H_2O ; $NaBr$; KCl ; Na_2O ; CO ; H_2S ; NH_4^+ ; O_2 ; N_2 ; H_2 .

Завдання №3

- А) За допомогою яких методів в аналітичній хімії визначається кількісний склад сполук? Які методики використовують для хроматографічного методу в аналітичній хімії. Навести конкретні приклади.
- Б) Визначити найпростішу формулу кристалогідрату магній хлориду, якщо прожарювали 4,033 г його та після прожарювання маса утвореної речовини дорівнює 3,055г.

Завдання №4

- А) Щоб нейтралізувати 31 см³ 0,16 н. розчину лугу потрібно 217 см³ розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4). Чому дорівнюють нормальна концентрація (Сн) і титр (Т) розчину H_2SO_4 ?

- Б) Який об'єм 0,3 н. розчину кислоти потрібен для нейтралізації розчину, що містить 0,32 г $NaOH$ у 40 см^3 ?

Завдання №5

- А) Яка із солей: $CsCl$ чи Cs_2CO_3 підлягає реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді. Яке значення рН (> чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити рН розчину цієї солі?
- Б) Скільки грамів HNO_3 міститься у розчині, якщо на нейтралізацію його потрібно 35 см^3 0,4 н. розчину $NaOH$? Чому дорівнює титр розчину $NaOH$?

ВАРІАНТ № 8

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо) :

Завдання №1

- А) Невідома кількість металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює 27,9 г/моль, витісняє з кислоти 700 дм³ Н₂ (н.у.). Обчисліть масу металу.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +80. До якого сімейства (s, p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел. Опишіть просторову будову молекули HgI₂. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.

Завдання №2

- А) Гравіметричний метод аналізу. Яку реакцію можна назвати осадження і можна використовувати при гравіметричному аналізі:
- | | |
|--------------------------|----------------------|
| А) $AgNO_3 + KCl =$ | Б) $NaNO_3 + KCl =$ |
| В) $H_2SO_4 + K_2CO_3 =$ | Г) $H_3PO_4 + KOH =$ |
- Б) Визначити найпростішу формулу мінералу, до складу якого входить (по масі) 8,7% Магнію; 14,1% - Калію; 38,3% Хлору; 4,4% Гідрогену та 34,5% Оксигену.

Завдання №3

- А) Характеристика властивостей кислот. Назвати найслабкішу кислоту: HNO₃; H₂SO₄; H₂SO₃; H₃PO₄. На які йони дисоціює хлоридна кислота?
- Б) Основні класи неорганічних сполук. До якого класу неорганічних сполук відноситься K₂Cr₂O₇? Дати характеристику сполуці, написати структурну формулу молекули. До якої аналітичної групи відносять хромат-йони?

Завдання №4

- А) Скільки грамів HNO_3 міститься у розчині, якщо на нейтралізацію його потрібно 35 см^3 0,4 н. розчину $NaOH$? Чому дорівнює титр розчину $NaOH$?
- Б) Розрахуйте: а) масову частку ($C\%$), б) молярну (C_M), в) нормальну (C_N), г) молярну (C_m) концентрації розчину H_3PO_4 , що утворився при розчиненні 18 г кислоти у 282 см^3 води. $\rho_{\text{(розчину)}} = 1,031 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює титр (T) розчину?

Завдання №5

- А) Яка із солей: $NaBr$ чи $CrBr_3$ підляжить реакції гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). Яке значення рН ($>$ чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити pH розчину цієї солі ?
- Б) Напишіть реакцію гідролізу солі $AlCl_3$ у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). Чому дорівнює pH середовища розчину солі? За допомогою якого індикатора можна визначити рН?

ВАРІАНТ № 9

Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо) :

Завдання №1

- А) 1,6 г *Ca* та 2,61 г *Zn* витісняють із кислоти однакові кількості H_2 . Обчисліть еквівалентну масу цинку, якщо еквівалентна маса кальція дорівнює 20,0 г-екв/моль.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +26. До якого сімейства (s, p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.

Завдання №2

- А) Дайте назву комплексній сполуці $Na_2[PtCl_6]$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх ступень окиснення, дентантність.
- Б) Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу йону комплексоутворювача тієї ж комплексної сполуки. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей йону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йону.

Завдання №3

- А) Електрофотокolorиметричний метод аналізу. В якому методі аналітичної хімії кількісний склад сполук визначається за допомогою титрування: а) гравіметричний; б) об'ємний; в) якісних реакцій; г) реакцій осадження.
- Б) Яку з реакцій в аналітичній хімії можна віднести до якісних і чому (вказати специфічні ефекти хімічних реакцій):
- | | |
|--------------------------|----------------------|
| А) $AgNO_3 + KI =$ | Б) $NaNO_3 + KCl =$ |
| В) $H_2SO_4 + K_2CO_3 =$ | Г) $H_3PO_4 + KOH =$ |

Завдання №4

- А) Скільки грамів HCl міститься у розчині, якщо на нейтралізацію його потрібно 50см^3 $0,5$ н розчину KOH ? Чому дорівнює титр розчину KOH ?
- Б) Чому дорівнює нормальна (C_N) концентрація 30% розчину $NaOH$ ($\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$)?

Завдання №5

- А) Яка із солей: $CsCl$ чи Cs_2CO_3 підлягає гідролізу? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). Яке значення pH ($>$ чи <7) середовища розчину? За допомогою якого індикатора можна визначити pH розчину цієї солі?
- Б) Яке значення pH ($>$ чи <7) має розчин солі $MnCl_2$? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). За допомогою якого індикатора можна визначити pH розчину цієї солі?

ВАРІАНТ № 10

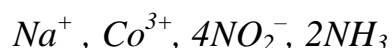
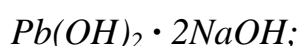
Розв'язати задачі, надати повні відповіді на запитання з вказанням теоретичних основ розв'язку завдання (основні закони, поняття, формули, тощо) :

Завдання №1

- А) Поняття про еквівалент, закон еквівалентів. Фактор еквівалентності ферум (III) гідроксиду дорівнює: 1/2; 1/3; 1/4; 1/5; 1/6. Чому дорівнює молярна маса еквіваленту цієї речовини та об'єм еквіваленту газу Нітроген (IV) оксиду.
- Б) Закон Авогадро. Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +8. До якого сімейства (s, p, d, f) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел. Який об'єм займає 5 г цього газу?

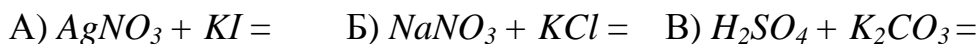
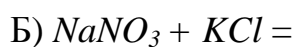
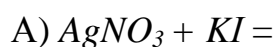
Завдання №2

- А) Класи неорганічних сполук. На які йони дисоціює амоній гідроксид? До якого класу неорганічних сполук відноситься $(NH_4)_2Cr_2O_7$? Назвати найслабкішу основу: $RbOH$; $NaOH$; $Ca(OH)_2$; $Al(OH)_3$.
- Б) Скласти формули комплексних сполук А і Б з їх частинок та записати можливі рівняння реакції їх утворення, дати назви. Вказати назви та заряди усіх складових частин комплексної сполуки. Вказати хімічні зв'язки в сполуках та просторову будову цих комплексних сполук:



Завдання №3

- А) Фізико-хімічні методи в аналітичній хімії. Електрофотоколориметричний метод аналізу та межі його застосування.
- Б) Якісний аналіз речовин. Яку з реакцій в аналітичній хімії можна віднести до якісних і чому:



Завдання №4

- А) Розрахуйте: а) масову частку (С%), б) молярну (C_M), в) нормальну (C_N), г) молярну (C_m) концентрації розчину натрій карбонату, що утворився при розчиненні 35 г солі у 165 cm^3 води. $\rho = 1,13 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює титр (Т) розчину?
- Б) Чи можна отримати осад $SrSO_4$ при змішуванні розчинів $SrCl_2$ з $C_M = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$ та 200 cm^3 розчину K_2SO_4 з $C_M = 5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$. $DP(SrSO_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$.

Завдання №5

- А) Напишіть реакцію гідролізу солі AlI_3 у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді. Чому дорівнює pH середовища розчину солі? Який індикатор може визначити pH розчину? Чому дорівнює нормальна (C_N) концентрація 30% розчину $NaOH$ ($\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$)?
- Б) Яке значення pH ($>$ чи < 7) має розчин солі $MnCl_2$? Напишіть реакцію гідролізу солі у молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді (по ступенях). За допомогою якого індикатора можна визначити pH розчину цієї солі?

СПИСОК ЗАПИТАНЬ

до іспиту з дисципліни «Хімія» за I семестр

1. Предмет хімії, її цілі, задачі, значення, зв'язок з іншими науками.
2. Закон постійності складу. Закон кратних відношень (Дальтона). Приклад.
3. Закон збереження маси та його співвідношення із законом збереження енергії.
4. Закон об'ємних відношень (Гей-люссака). Приклад.
5. Закон Авогадро, слідства з нього. Число Авогадро. Приклади.
6. Атомна та молекулярна маси. Моль. Приклади.
7. Хімічний елемент та проста речовина.
8. Визначення молекулярних мас речовин, що знаходяться у газоподібному стані. Закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака. Рівняння Клапейрона-Менделєєва. Приклади.
9. Визначення атомних мас. Валентність. Правило Дюлонга і Пті. Приклади.
10. Основний зміст атомно-молекулярного вчення.
11. Еквівалент. Закон еквівалентів. Фактор еквіваленту простих речовин та складних речовин (оксидів, основ, кислот, солей). Молярна маса еквіваленту речовин. Об'єм еквіваленту газоподібної речовини. Приклади.
12. Періодичний закон: формулювання Д.І.Менделєєва та його сучасне формулювання. Зв'язок Періодичного закону з електронною будовою атома.
13. Електронегативність елементів.
14. Енергія йонізації та енергія спорідненості до електрону.
15. Принцип об'єднання елементів у групи та підгрупи Періодичної системи елементів.
16. Як змінюються властивості елементів основних підгруп у залежності від їх порядкового номера?
17. Як залежать властивості елементів від їх порядкового номера по періоду в Періодичній системі елементів?
18. Як пояснити схожість властивостей лантаноїдів та актиноїдів?
19. Енергетичний стан електрона в атомі.
20. Головне квантове число.
21. Орбітальне квантове число. Форми електронних хмар.
22. Магнітне квантове число.
23. Спінове квантове число.
24. Структура електронної хмари багато електронних атомів. Принцип Паулі.
25. Розміщення електронів по атомним орбіталям. Правило Хунда.

26. Послідовність заповнення електронами атомних орбіталей. Правило Клечковського.
27. Ізотопи; ізобари.
28. Розміри атомів та йонів.
29. Ковалентний хімічний зв'язок. Метод валентних зв'язків.
30. Ковалентний зв'язок полярний та неполярний; відносна електронегативність елементів.
31. Спрямованість, насичуваність, енергія ковалентного зв'язку.
32. Гібридизація атомних електронних орбіталей.
33. Схеми утворення хімічних зв'язків у простих молекулах – sp -гібридизація; sp^2 -гібридизація; sp^3 -гібридизація.
34. Дипольний момент ковалентного хімічного зв'язку і молекули.
35. Йонний хімічний зв'язок.
36. Водневий зв'язок; асоціати молекул.
37. Комплексні сполуки. Основні положення координаційної теорії Вернера.
38. Донорно-акцепторний зв'язок, як різновид ковалентного зв'язку; механізм його утворення в комплексних сполуках.
39. Поняття про внутрішню координаційну сферу; комплексоутворювач та ліганди. Координаційне число. Дентантність лігандів.
40. Зовнішня координаційна сфера; зв'язок її йонів з комплексним йоном.
41. Класифікація комплексних сполук та їх номенклатура.
42. Електролітична дисоціація комплексних сполук (первинна та вторинна). Константа нестійкості комплексного йону.
43. Важливіші класи неорганічних сполук:
 - Оксиди солетворні та несолетворні, пероксиди.
 - Солетворні оксиди: основні, кислотні, амфотерні – їхні хімічні властивості та способи добування. Номенклатура оксидів. Структурні формули оксидів.
 - Основи розчинні та нерозчинні - їхні хімічні властивості та способи здобування. Номенклатура основ. Структурні формули основ.
 - Кислоти: одноосновні, двоосновні, багато основні; сильні та слабкі; кисневмісні та безкисневі - їхні хімічні властивості та способи добування. Номенклатура кислот. Структурні формули кислот.
 - Амфотерні гідроксиди – їхні хімічні властивості та способи добування. Номенклатура та структурні формули.
 - Солі: середні, кислі, основні – їхні хімічні властивості та способи добування. Номенклатура та структурні формули.
 - Солеподібні бінарні сполуки.
 - Галоген- та тіоангідриди.

- Металіди.
44. Внутрішня енергія хімічної системи як функція її стану.
 45. Ентальпія хімічної реакції як функція стану системи в ізобарно-ізотермічних процесах.
 46. Стандартні ентальпії утворення хімічних сполук. Які умови в термохімії прийняті як стандартні?
 47. Закон Гесса та слідства з нього.
 48. Енергія Гіббса як характеристика стану хімічної рівноваги. Як розрахувати температуру, при якій настає хімічна рівновага?
 49. Термодинамічна оцінка самодовільності протікання хімічної реакції. Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал). Мимовільність протікання хімічної реакції в ізобарно – ізотермічних умовах.
 50. Ентропія, як функція стану хімічної системи. Мимовільність протікання хімічних процесів з позиції зміни ентропії.
 51. Зміна ентропії при перетворенні агрегатного стану хімічної сполуки.
 52. Закон Гесса для визначення зміни ентальпії хімічної реакції з урахуванням мольних ентальпій згоряння реагентів та продуктів реакції.
 53. Гомогенні та гетерогенні хімічні системи. Закон діючих мас для швидкості хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних хімічних системах. Фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції.
 54. Залежність швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт.
 55. Енергія активації. Рівняння Арреніуса.
 56. Необоротні та оборотні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги, її фізичний зміст.
 57. Зсув хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє (наведіть приклади).
 58. Зв'язок константи хімічної рівноваги зі стандартною зміною енергії Гіббса.
 59. Характеристика розчинів. Розбавлені, концентровані та насичені розчини.
 60. Фізичні та хімічні явища, що відбуваються при розчиненні. Процес розчинення.
 61. Концентрація розчинів. Способи вираження складу розчину.
 62. Розчинність у системах: тверда речовина-рідина; рідина-рідина. Критична температура розчинення.
 63. Розчинність у системі газ-рідина. Закон Генрі.
 64. Осмос. Осмотичний тиск розчину. Закон Вант-Гоффа.
 65. Тиск насиченої пари над розчином. Замерзання та кипіння розчинів. Закони Рауля.
 66. Теорія електrolітичної дисоціації (теорія Арреніуса).
 67. Ізотонічний коефіцієнт (коефіцієнт Вант-Гоффа).

68. Процес та механізм дисоціації речовин з йонною структурою, речовин з диполь-дипольною взаємодією (полярних молекул). Гідрати, сольвати.
69. Сила електролітів та ступінь дисоціації. Константа дисоціації.
70. Закон розбавлення Освальда.
71. Уявна міра дисоціації сильного електроліту. Активна концентрація йонів. Коефіцієнт активності.
72. Іонна сила розчинів електролітів. Залежність коефіцієнту активності від заряду йонів та іонної сили розчину.
73. Властивості кислот, основ та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Особливості властивостей амфотерних гідроксидів.
74. Добуток розчинності електроліту. Умови випадання в осад та розчинення малорозчинних сполук.
75. Дисоціація води. Йонний добуток води.
76. Водневий показник розчинів (pH). Індикатори.
77. Гідроліз солей як йонообмінний процес між розчиненою сіллю та водою. Типи гідролізу. Значення pH у розчині.
78. Ступінь гідролізу, константа гідролізу. Залежність ступеню гідролізу від концентрації, температури. Придушення гідролізу.
79. Гідроген і його властивості. Ізотопи Гідрогену.
80. Сполуки водню з металами і неметалами. Застосування сполук Гідрогену в промисловості й у лабораторній практиці.
81. Вода. Електронна будова молекул і їх міжмолекулярна взаємодія. Водневі зв'язки. Пероксид водню.
82. Загальна характеристика ряду галогенів. Фізико-хімічні властивості галогенів.
83. Галогеноводні. Оксиди і кисневмісні сполуки галогенів.
84. Характеристика елементів підгрупи Мангану. Манган. Основні сполуки Мангану. Оксиди і гідроксиди Мангану з різними ступенями окиснення. Перманганатна і манганатна кислоти. Манганати і перманганати.
85. Елементи VI групи головної підгрупи. Оксиген. Одержання кисню.
86. Сульфур. Алотропні модифікації. Найважливіші сполуки Сульфуру; їх властивості, одержання і практичне значення.
87. Водневі сполуки Сульфуру. Сірководень.
88. Оксиди Сульфуру. Кислоти сульфатна і сульфїтна. Виробництво сульфтаной кислоти і виникаючі при цьому проблеми забруднення навколишнього середовища.
89. Селен, телур, Полоній. Основні фізичні і хімічні властивості.
90. Загальна характеристика елементів підгрупи Хрому.
91. Загальна характеристика елементів V групи головної підгрупи. Нітроген. Сполуки з Гідрогеном. Сполуки з галогенами.
92. Амоніак. Одержання амоніаку. Окислення амоніаку. Солі амонію.

93. Сполуки Нітрогену з Оксигеном. Нітратна і нітритна кислоти, їх одержання, практичне використання кислот і їх солей.
94. Фосфор. Одержання, алотропні форми, сполуки з металами і воднем.
95. Оксигміснієнов сполуки Фосфору. Фосфатна кислота. Ортофосфатна, поліфосфатна, метафосфатна кислоти. Метафосфати і поліфосфати.
96. Арсен, Стибій і Вісмут.
97. Загальна характеристика елементів підгрупи Ванадію (V групи побічної підгрупи).
98. Елементи IV групи головної підгрупи. Карбон. Знаходження в природі, алотропні модифікації. Хімічні властивості Карбону. Гідрогеновмісні сполуки карбону.
99. Оксиди Карбону. Карбонатна кислота і її солі. Карбонільні сполуки металів.
100. Силіцій. Природні сполуки. Властивості Силіцію і його застосування. Гідрогеновмісні сполуки Силіцію. Силіциди.
101. Діоксид Силіцію. Силікатна кислота. Скло, силікати. Полікремнієві кислоти. Цемент.
102. Загальна характеристика елементів підгрупи Германію. Станум і Плюмбум. Хімічні властивості.
103. Фізико-хімічні властивості елементів підгрупи Титану (IV групи побічної підгрупи). Титан, Цирконій і Гафній.
104. Елементи підгрупи Бору. Бор, знаходження в природі. Гідрогеновмісні сполуки Бору. Сполуки Бору з металами, Нітрогеном і Оксигеном. Оксиди і гідроксиди. Поліборні кислоти. Бура. Тетрафлуороборатна кислота і її солі.
105. Алюміній, одержання і застосування. Алюмотермія. Сплави на основі Алюмінію. Хімічні властивості алюмінію. Оксид і гідроксид. Амфотерні властивості Алюмінію. Алюмінати.
106. Галій, Індій і Талій. Властивості простих речовин та їх сполук.
107. Елементи підгрупи Скандію (рідкоземельні елементи). Загальна характеристика Скандію, Ітрію, Лантану і Лантаноїдів.
108. Елементи II групи головної підгрупи. Берилій, Магній, Кальцій. Загальна характеристика елементів і їхніх сполук. Оксиди і гідроксиди.
109. Елементи підгрупи Цинку. Загальна характеристика.
110. Елементи групи I групи головної підгрупи — лужні метали. Загальна характеристика лужних металів. Найважливіші солі та інші сполуки лужних металів.
111. Купрум, Аргентум, Аурум. Основні сполуки.
112. Благородні гази. Фізичні та хімічні властивості, основні сполуки. Застосування.

ДОДАТКИ

Додаток 1 – Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2.1										He -
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0				Ne -
3	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.6	Cl 3.0				Ar -
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	
	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8				Kr -
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	
	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5				Xe -
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.08	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	
	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2				Rn -
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac** 1.1	*Лантаноїди 1.08-1.14 **Актиноїди 1.11-1.2							

Додаток 2 – Коефіцієнти активності йонів при різних йонних силах розчину

Йонна сила розчину	Заряд йона z		
	± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73
0,005	0,95	0,66	0,51
0,01	0,92	0,60	0,39
0,05	0,84	0,50	0,21
0,1	0,81	0,44	0,16
0,2	0,80	0,41	0,14
0,3	0,81	0,42	0,14
0,4	0,82	0,45	0,17
0,5	0,84	0,50	0,21

Додаток 3 – Константи дисоціації (іонізації) деяких слабких кислот та основ (значення K_d наведені для $T = 298\text{ K}$).

Назва		Формула	K_d	$pK = -\lg K_d$
1		2	3	4
Арсенітна кислота		H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Борна кислота		H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	K_1 K_2	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-13}$	9,10 12,7
Етанова кислота		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Йоднувата кислота		HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Йоднуватиста кислота		HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Карбонатна кислота	K_1 K_2	$CO_2(p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,32
Кремнієва кислота	K_1 K_2 K_3	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$ $2,0 \cdot 10^{-14}$	9,9 11,8 13,7
Метанова кислота		$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Миш'якова кислота	K_1 K_2 K_3	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$ $1,7 \cdot 10^{-7}$ $2,95 \cdot 10^{-12}$	2,25 6,77 11,53
Нітритна кислота		HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Роданистоводнева кислота		$HCNS$	10	-1
Селеноводнева кислота	K_1 K_2	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$	3,89 11,0
Сірководнева кислота	K_1 K_2	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$ $2,5 \cdot 10^{-13}$	6,99 12,60
Сульфітна кислота	K_1 K_2	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$	1,85 7,20
Телуроводнева кислота	K_1 K_2	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$ $6,9 \cdot 10^{-13}$	2,64 12,16
Тіосульфатна кислота	K_1 K_2	$H_2S_2O_3$	$2,2 \cdot 10^{-1}$ $2,8 \cdot 10^{-2}$	0,66 1,56
Фосфориста кислота	K_1 K_2	H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-7}$	1,80 6,2
Хлоридна кислота		HCl	$1,0 \cdot 10^7$	-7
Хлористая кислота		$HClO_2$	$5 \cdot 10^{-3}$	2,3
Хлорнуватиста кислота		$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціановоднева кислота		HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30


Продовження додатку 3

1		2	3	4
Алюмінію гідроксид	K ₃	<i>Al(OH)₃</i>	1,38·10 ⁻⁹	8,86
Амоніаку розчин		<i>NH₃ · H₂O</i>	1,76·10 ⁻⁵	4,755
Галія гідроксид	K ₂	<i>Ga(OH)₃</i>	1,6·10 ⁻¹¹	10,8
	K ₃		4·10 ⁻¹²	11,4
Заліза (II) гідроксид	K ₂	<i>Fe(OH)₂</i>	1,3·10 ⁻⁴	3,89
Заліза (III) гідроксид	K ₂	<i>Fe(OH)₃</i>	1,82·10 ⁻¹¹	10,74
	K ₃		1,35·10 ⁻¹²	11,87
Кадмію гідроксид	K ₂	<i>Cd(OH)₂</i>	5,0·10 ⁻³	2,30
Кобальту гідроксид	K ₂	<i>Co(OH)₂</i>	4,0·10 ⁻⁵	4,4
Лантану гідроксид	K ₃	<i>La(OH)₃</i>	5,0·10 ⁻⁴	3,30
Магнію гідроксид	K ₂	<i>Mg(OH)₂</i>	2,5·10 ⁻³	2,6
Марганцю (II) гідроксид	K ₂	<i>Mn(OH)₂</i>	5,0·10 ⁻⁴	3,30
Міді (II) гідроксид	K ₂	<i>Cu(OH)₂</i>	3,4·10 ⁻⁷	6,47
Нікелю гідроксид	K ₂	<i>Ni(OH)₂</i>	2,5·10 ⁻⁵	4,60
Плутонію гідроксид	K ₄	<i>Pu(OH)₄</i>	3,2·10 ⁻¹³	12,49
Свинцю (II) гідроксид	K ₁	<i>Pb(OH)₂</i>	9,55·10 ⁻⁴	3,02
	K ₂		3,0·10 ⁻⁸	7,52
Скандію гідроксид	K ₃	<i>Sc(OH)₃</i>	7,6·10 ⁻¹⁰	9,12
Срібла гідроксид		<i>AgOH</i>	5,0·10 ⁻³	2,30
Талію гідроксид		<i>TlOH</i>	> 10 ⁻¹	< 1
Торію гідроксид	K ₄	<i>Th(OH)₄</i>	2,0·10 ⁻¹⁰	9,70
Хром (III) гідроксид	K ₃	<i>Cr(OH)₃</i>	1,02·10 ⁻¹⁰	9,99
Цинку гідроксид	K ₂	<i>Zn(OH)₂</i>	4,0·10 ⁻⁵	4,4

Додаток 4 – Деякі константи комплексних йонів

<i>Комплекс. йон</i>	K_n	β	<i>Комплекс. йон</i>	K_n	β
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$7 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$	$1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-14}$		$[\text{Fe}(\text{CNS})]^{2+}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$		$[\text{Fe}(\text{CNS})_4]^-$		$7,1 \cdot 10^{24}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-33}$		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$1 \cdot 10^{30}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$		$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$		$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$		$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$	$1,2 \cdot 10^{16}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-68}$		$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$		$1,4 \cdot 10^{15}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$1,17 \cdot 10^7$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-34}$	
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$3,2 \cdot 10^{32}$	$[\text{HgS}_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-53}$	
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$		$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$	
$[\text{Co}(\text{NCS})_3]^-$		63,1	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$	
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-13}$	$4,8 \cdot 10^{12}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-16}$	
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^{2-}$		$1,1 \cdot 10^{24}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-30}$	
$[\text{Cu}(\text{CNS})_4]^{2-}$		$3,31 \cdot 10^6$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	

Додаток 5

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА															
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII							
1	H Гідроген Водень 1 1,0079							He Гелій 2 4,0026	Протонне число (порядковий номер) 						
2	Li Літій 3 6,941	Be Берилій 4 9,0122	B Бор 5 10,811	C Карбон Вуглець 6 12,011	N Нітроген Азот 7 14,007	O Оксиген Кисень 8 15,999	F Флуор Фтор 9 18,998	Ne Неон 10 20,179							
3	Na Натрій 11 22,990	Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,982	Si Силіцій 14 28,086	P Фосфор 15 30,974	S Сульфур Сірка 16 32,066	Cl Хлор 17 35,453	Ar Аргон 18 39,948							
4	K Калій 19 39,098	Ca Кальцій 20 40,078	21 44,956	Sc Скандій 22 47,88	Ti Титан 23 50,942	V Ванадій 24 51,996	Cr Хром 25 54,938	Mn Манган 26 55,847	Fe Ферум Залізо 27 58,933	Co Кобальт 28 58,69	Ni Нікель 29 58,69				
	29 63,546	Cu Купрум Мідь 30 65,39	Zn Цинк 31 69,723	Ga Галій 32 72,59	Ge Германій 33 74,922	As Арсен 34 78,904	Se Селен 35 79,904	Br Бром 36 83,80	Kr Криптон						
5	Rb Рубідій 37 85,468	Sr Стронцій 38 87,62	39 88,906	Y Ітрій 40 91,224	Zr Цирконій 41 92,906	Nb Ніобій 42 95,94	Mo Молибден 43 [99]	Tc Технецій 44 101,07	Ru Рутеній 45 102,91	Rh Родій 46 106,42	Pd Паладій				
	47 107,87	Ag Аргентум Срібло 48 112,41	Cd Кадмій 49 114,82	In Індій 50 118,71	Sn Станум Олово, цина 51 121,75	Sb Стибій 52 127,60	Te Телур 53 126,90	I Іод Йод 54 131,29	Xe Ксенон						
6	Cs Цезій 55 132,91	Ba Барій 56 137,33	57 138,91	*La Лантан 72 178,49	Hf Гафній 73 180,95	Ta Тантал 74 183,85	W Вольфрам 75 186,21	Re Реній 76 190,2	Os Осмій 77 192,22	Ir Іридій 78 195,08	Pt Платина				
	79 196,97	Au Аурум Золото 80 200,59	Hg Меркурій Ртуть 81 204,38	Tl Талій 82 207,2	Pb Плюмбум Свинець, оливо 83 208,98	Bi Бісмут 84 [209]	Po Полоній 85 [210]	At Астат 86 [222]	Rn Радон						
7	Fr Францій 87 [223]	Ra Радій 88 226,03	89 [227]	**Ac Активний 104 [261]	Db Дубній 105 [262]	Jl Джоліотій 106 [263]	Rf Резерфордій 107 [262]	Bh Борій 108 [265]	Hn Ганій 109 [266]	Mt Майтнерій 110 58,69	Uun Унунній				
* Лантаноїди															
58	Ce Церій 140,12	59 140,91	Pr Празеодим 144,24	Nd Неодим [147]	Pm Прометій 150,36	Sm Самарій 151,96	Eu Європій 157,25	Gd Гадоліній 158,93	Tb Тербій 162,50	Dy Диспрозій 164,93	Ho Гольмій 167,26	Er Ербій 168,93	Tm Тулій 173,04	Yb Ітербій 174,97	Lu Лютецій
** Актиноїди															
90	Th Торій 232,04	91 [231]	Pa Протактиній 238,03	U Уран [237]	Np Нептуній [244]	Pu Плутоній [243]	Am Америцій [247]	Cm Кюрій [251]	Bk Берклій [252]	Cf Каліфорній [257]	Es Ейнштейній [258]	Fm Фермій [259]	Md Менделєвій [260]	No Нобелій [260]	Lr Лоуренсій

Додаток 6 – Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	P	H	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	-	-	-

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

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до організації самостійної роботи студентів
та виконання контрольної роботи
з дисципліни «Хімія»
для студентів I курсу заочної форми навчання
зі спеціальності «Водні біоресурси
і аквакультури»

Укладачі: Горліченко Марина Григорівна., доц., к.п.н.,
Шевченко Світлана Василівна, ст. викл.
Шепеліна Світлана Іванівна, ас.

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір _____
Умовн. друк. арк. _____ Тираж _____ Зам. № _____

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15