



НАЦІОНАЛЬНИЙ

УНІВЕРСИТЕТ

«КИЄВО-МОГИЛЯНСЬКА АКАДЕМІЯ»

**Вакулюк П. В., Забава Л. К.,
Бабич Н. М., Бурбан А. Ф.**

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК

(друге видання, доповнене)

КИЇВ

2021

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73
314

Рецензенти:

О. А. Голуб, д-р хім. наук, проф. (Національний університет «Києво-Могилянська академія»)

В. О. Павленко, канд. хім. наук, доцент (Київський Національний університет імені Тараса Шевченка)

Г. С. Дмитрів, канд. хім. наук, доцент (Львівський Національний університет імені Івана Франка)

Навчально-методичний посібник рекомендовано для самостійної підготовки до практичних і лабораторних занять з дисципліни «Загальна хімія» для студентів факультетів природничих спеціальностей університетів.

Посібник містить стисло викладений теоретичний матеріал, з курсу загальної хімії, приклади розв'язування типових задач і складання рівнянь хімічних реакцій, контрольні задачі та рівняння, а також методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт і лабораторних дослідів з курсу загальної хімії. Додані основні запитання і завдання для самостійної роботи до кожної з тем дають змогу студентам самостійно опрацювати і перевірити набуті знання. У посібник внесено зміни та доповнення згідно із сучасними вимогами.

*Рекомендовано до друку Вченою радою
Національного університету
«Києво-Могилянська академія»
протокол № 22 від 24 грудня 2020 року*

ISBN

© П.В. Вакулюк, Л.К. Забава, Н.М. Бабич, А.Ф. Бурбан, 2021
© НаУКМА, 2021
© А.О. Афонін, худ. оформлення, 2021

ЗМІСТ

	Стор.
Вступ	4
Правила роботи студента в лабораторії	5
Правила безпеки під час роботи в лабораторії	7
Правила поводження з реактивами	12
Вимоги до написання звіту про виконану лабораторну роботу	15
Обладнання і посуд для виконання лабораторних робіт	22
Атомно-молекулярне вчення.	24
Основні закони хімії	26
Лабораторна робота № 1. Визначення молярної маси еквіваленту магнію	48
Будова атома. Радіоактивність	52
Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів	65
Хімічний зв'язок. Будова молекул	74
Класи неорганічних сполук	98
Комплексні сполуки	115
Лабораторна робота № 2. Хімічні властивості представників основних класів неорганічних сполук	130
Розчини	135
Лабораторна робота № 3. Визначення концентрації розчинів кислот і лугів кислотно-основним титруванням	171
Лабораторна робота № 4. Дослідження процесу гідролізу солей ..	174
Термохімія і термодинаміка хімічних процесів	176
Основи кінетики і каталізу	197
Окисно-відновні реакції	211
Лабораторна робота № 5. Окисно-відновні реакції	226
Основи електрохімії	231
Додатки	260
Використана та рекомендована література	274

ВСТУП

Посібник рекомендовано студентам факультету природничих наук університетів для самостійного вивчення загальної хімії та виконання лабораторних робіт згідно з типовою навчальною програмою з курсу «Загальна хімія».

«Загальна хімія» є базовою дисципліною, основним завданням якої є поглиблене вивчення основних законів хімії, будови атомів і молекул, типів хімічного зв'язку, хімічних властивостей речовин – представників основних класів неорганічних сполук, термодинаміки та кінетики хімічних процесів, типів хімічних реакцій, фізичних і хімічних властивостей розчинів. Ця дисципліна має важливе значення для формування спеціальних (предметних) й інтегральних компетентностей майбутніх фахівців – як інженерів і дослідників, так і викладачів природничих наук.

Знання основних понять хімії, законів хімії та застосування їх на практиці необхідні студентам для розуміння та опису суті й умов хімічних процесів, написання рівнянь хімічних реакцій, вирішення розрахункових задач, виконання лабораторних дослідів і постановки наукового експерименту.

Робота в лабораторії та практичний досвід є вагомим внеском у підготовку інженерів і дослідників з метою набуття необхідного уміння у дослідницькій науковій роботі: відточення майстерності вимірювання та аналізу. Крім того, виконання лабораторно-практичних робіт використовується як метод викладання, який дає можливість студентам побачити і переконатися в тому, як наукові принципи здійснюються на практиці, та власноручно їх реалізовувати.

Мета цього посібника – навчити студентів застосовувати теоретичні знання із загальної хімії для виконання конкретних лабораторно-практичних робіт, аналізу спостережень та оцінки результатів експерименту; навчити самостійно мислити, робити правильні висновки зі спостережень за процесом хімічних реакцій, враховуючи особливості умов їх здійснення, формулювати обґрунтовані висновки і складати письмовий звіт про виконану роботу. Опис мети і завдання експерименту повинен допомогти студентам правильно виконати експеримент. У письмовому звіті про виконаний експеримент студент має навчитися фахово і грамотно описувати спостереження та

аналізувати отримані результати. Набуті навички необхідні будуть студентам для вивчення інших хімічних дисциплін і для написання наукових звітів про виконання курсових і дипломних робіт на старших курсах.

Посібник укладено так, що кожний розділ містить узагальнений теоретичний матеріал із запропонованих тем і завдання для самостійної роботи. Наприклад, у матеріалі про класи неорганічних сполук коротко представлено основи сучасної української хімічної номенклатури, наведено відповідні рівняння реакцій на підтвердження їхніх хімічних властивостей, а також наведено перелік запитань, які можуть бути використані викладачем для контролю знань студента безпосередньо перед виконанням практичних завдань.

Запропоновані методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт призначено для самостійної підготовки студентів до лабораторних занять, а також контролю їхніх знань і готовності до виконання лабораторних дослідів. Для цього подано запитання та завдання для контролю знань з відповідної теми. Готуючись до занять, студенти повинні виконувати завдання самостійно за допомогою рекомендованої літератури, що теж є однією з основних форм вивчення дисципліни.

Приступаючи до виконання практичних занять у лабораторії, студент повинен знати і дотримуватися правил безпеки та методики роботи з лабораторним обладнанням і хімічними речовинами та реактивами. До роботи в лабораторії можуть бути допущені лише ті студенти, які ознайомилися з належними інструкціями та отримали допуск до заняття.

ПРАВИЛА РОБОТИ СТУДЕНТА В ЛАБОРАТОРІЇ

У хімічній лабораторії студенти насамперед повинні навчитися працювати уважно та акуратно, адже специфіка хімічних досліджень полягає у тому, що результат тривалої роботи може бути зведений нанівець однією необдуманною дією, або навіть рухом (наприклад, розбитий посуд, розлитий чи розсипаний отриманий препарат). Окрім того, слід пам'ятати, що недбале виконання навіть найпростіших хімічних операцій може призвести до нещасних випадків і травмування.

Готуючись до лабораторної роботи, студенти повинні самостійно опрацювати теоретичний матеріал за заданою темою і написати відповідний протокол згідно з методичними рекомендаціями.

За кожним студентом у лабораторії закріплюється конкретне робоче місце. Під час роботи на лабораторному столі повинні бути лише необхідні прилади, хімічний посуд, реактиви та лабораторний журнал. Якщо якийсь предмет більше не потрібний для роботи, його треба прибрати зі столу. Сумки, книги й інші особисті речі потрібно тримати у спеціально відведеному місці. Студенти зобов'язані стежити за порядком на своєму робочому місці та підтримувати чистоту.

З питаннями, що виникають у процесі виконання роботи, студенти повинні звертатися до викладача. Все необхідне для дослідів (реактиви, матеріали, обладнання) видає спеціаліст. До виконання дослідів можна приступати лише після ознайомлення з їх описом у методичних рекомендаціях і з'ясування з викладачем усіх незрозумілих питань. Кожна дія студента-експериментатора має бути обдуманого та виваженою.

До початку лабораторних занять студенти повинні добре засвоїти правила поведінки в лабораторії та під час виконання кожної лабораторної роботи дотримуватися певних вимог.

1. Перш за все, студент повинен з'являтися в лабораторію вчасно, до початку заняття.

2. Студент повинен мати окремий зошит, в якому він робитиме записи про виконану лабораторну роботу, відповідні рівняння хімічних реакцій та необхідні обчислення, а також спостереження за хімічними процесами.

3. Дозвіл студенту на виконання лабораторної роботи дає викладач після попередньої перевірки його підготовки до виконання роботи, наявності написаного протоколу та необхідних обчислень.

4. У лабораторії забороняється займатися сторонніми справами та розмовами, які не стосуються виконання запланованої роботи. Розмовляти в лабораторії слід лише тихо. Якщо потрібно звернутися до товариша, що перебуває на віддалі, варто підійти до нього.

5. У процесі роботи кожен студент повинен підтримувати чистоту і порядок на своєму робочому місці та у витяжних шафах, де виконує хімічні досліді.

6. По закінченні роботи студент повинен здати спеціалісту посуд і прилади, якими він користувався, у справному та чистому вигляді, придатному для подальшого використання, прибрати робоче місце, і лише з дозволу викладача виходити з лабораторії.

7. Студент, який не має необхідного мінімуму знань теоретичного матеріалу та написаного протоколу лабораторної роботи в зошиті, до виконання роботи не допускається.

8. Залік за практикум із загальної хімії студент отримує тільки за наявності усіх правильно оформлених звітів про виконані роботи і підпису викладача під кожним з них. Невиконані з тих чи інших причин лабораторні роботи повинні бути відпрацьовані в інший час із дозволу викладача та під наглядом спеціаліста, який підтверджує це своїм підписом у зошиті для лабораторних робіт.

9. Про порушення студентом загальних правил поведінки в лабораторії викладач може повідомити завідувача кафедри чи декана факультету в письмовій формі.

Окрім того, працюючи в хімічній лабораторії, студенти повинні знати і неухильно виконувати вимоги інструкції з правил безпеки. Досвід показує, що переважна більшість нещасних випадків та аварій в лабораторії відбувається як через незнання правил безпеки, так і через їх недотримання та невиконання.

На першому занятті викладач проводить зі студентами групи первинний інструктаж з правил безпеки та поведінки у хімічній лабораторії, про що робить запис у спеціальному журналі. Студенти підтверджують проведення інструктажу та ознайомлення з правилами безпеки власними підписами у журналі.

За потреби викладач додатково проводить інструктаж щодо виконання того чи іншого конкретного дослідження.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. Усі дослідницькі роботи у навчальній лабораторії студенти повинні виконувати лише з дозволу та під безпосереднім керівництвом викладача.

2. Студент повинен виконувати тільки рекомендовані викладачем дослідження, використовуючи для цього реактиви у кількостях, вказаних у методичних рекомендаціях або інструкції.

3. У хімічній лабораторії студент повинен виконувати будь-яку роботу, будучи вдягненим у халат. За потреби необхідно використовувати гумові рукавички, респіратори та інші індивідуальні засоби захисту.

4. Довге волосся має бути акуратно заплетене у косу чи зачесане так, аби запобігти його займанню під час роботи з відкритим вогнем.

5. Під час виконання дослідів слід підтримувати порядок на робочому місці, акуратно працювати зі скляним посудом (залишки розбитого посуду прибирати за допомогою щітки і совка).

6. Хімічний посуд має бути ретельно вимитий, не можна виконувати досліди у брудному посуді.

7. Усі досліди з леткими, отруйними і токсичними речовинами, а саме: амоніаком, хлором, бромом, йодом, карбон(II) оксидом, оксидами нітрогену, воднем, гідроген сульфідом тощо, з концентрованими лугами та кислотами, а також легкозаймистими речовинами виконувати у витяжній шафі з ввімкненою тягою (та засобами гасіння пожежі, за потреби).

8. Уважно читати написи на етикетках, не використовувати реактиви та розчини з концентраціями, не вказаними в інструкції.

9. Тверді реактиви із загальних посудин набирати спеціальними шпателями.

10. Рідкі реактиви наливати, не нахилиючись над посудиною, щоб уникнути можливого потрапляння краплинок рідини на обличчя та одяг.

11. Концентровані кислоти для приготування розведених розчинів необхідно лити у воду, а не навпаки.

12. Під час нагрівання пробірки з реакційною сумішшю її отвір необхідно спрямувати у бік від себе і товаришів.

13. Для визначення запаху речовини отвір посудини потрібно тримати за 25-30 см від обличчя та рухом долоні спрямовувати повітря від посудини з речовиною до себе, але не вдихати глибоко.



14. Гарячі пробірки і тиглі можна класти лише на кахлі або спеціальні підставки з термостійких матеріалів.

15. Відпрацьовані реактиви треба зливати або збирати у спеціально призначений посуд.

16. Суворо забороняється виносити з лабораторії посуд і реактиви.

17. По завершенні виконання експерименту чи дослідів необхідно ретельно помити хімічний посуд і прибрати під витяжною шафою та на робочому столі.

Під час роботи у хімічній лабораторії суворо ЗАБОРОНЯЄТЬСЯ:



Їсти в лабораторії і пити воду з хімічного посуду та лабораторних кранів.



Брати реактиви руками і пробувати їх на смак.



Самовільно зливати або змішувати реактиви.



Набирати однією й тією самою ложкою (шпателем) або піпеткою різні реактиви.



Зливати або зсипати надлишок узятим реактиву назад у посудину, з якої його взято.



Залишати відкритим посуд з реактивами.



Міняти корки та піпетки від різних посудин.



Залишати неприбраними реактиви, які випадково розсипалися чи розлилися.



Зливати або висипати реактиви, шматочки металів, кальцій карбід, зливати концентровані кислоти і луги, етери, в'язкі речовини у раковину.

Перша допомога у випадку опіків

У кожній лабораторії повинна бути аптечка першої допомоги з необхідним набором лікарських засобів.

У кожній лабораторії повинна бути аптечка першої допомоги з необхідним набором лікарських засобів.

1. У випадку термічних опіків уражене місце треба негайно промити розчином з масовою часткою 1% калій перманганату і покласти компрес із спиртового розчину таніну, чи змастити емульсією від опіків.

2. Місце опіку кислотою на шкірі спочатку добре промивають водою, а потім розчином натрій гідроген карбонату для нейтралізації реактиву. Якщо на шкіру потрапила концентрована сульфатна кислота, перед промиванням пошкоджену шкіру необхідно витерти сухим ватним тампоном.

3. Місце опіку лугом на шкірі спочатку добре промивають водою, а потім розчином з масовою часткою 1% оцтової чи лимонної кислоти, або насиченим розчином боратної кислоти.

4. Місце опіку їдкими речовинами, зокрема фенолом, бромом тощо, на шкірі спочатку добре промивають водою та відповідними органічними розчинниками – етером, етиловим спиртом тощо.

5. Після потрапляння фенолу на шкіру уражене місце спочатку промивають водою, а потім розведеним розчином амоніаку.

6. Після потрапляння лугу чи кислоти в очі необхідно промити їх теплою водою, а потім розчином з масовою часткою 2% боратної кислоти (щоб нейтралізувати луг) або розчином з масовою часткою 1% натрій гідрогенкарбонату (щоб нейтралізувати кислоту).

7. Якщо випари хлору або броду потрапили у дихальні шляхи, потрібно вийти з лабораторії і подихати свіжим повітрям.

8. Після порізу рану необхідно обробити розчином гідроген пероксиду чи спиртовим розчином йоду та перев'язати.

9. Після надання першої допомоги потерпілому, його терміново необхідно скерувати до лікаря.

Перша допомога у випадку хімічних отруєнь

Агресивні та отруйні речовини	Рекомендовані дії
Газуваті речовини Хлороводень та випари сульфатної кислоти (за температури вище 200°C)	Свіже повітря і спокій.
Оксиди нітрогену	Свіже повітря і спокій.
Амоніак	Чисте повітря і спокій. У момент втрати свідомості – штучне дихання.
Випари йоду	Вдихати водяну пару з домішками амоніаку, очі промити розчином з масовою часткою 1% натрій тіосульфату.
Сульфур(IV) оксид	Промивати ніс і ротову порожнину розчином з масовою часткою 2% натрій гідрокарбонату, спокій.
Сірководень	Чисте повітря, якщо виникають ускладнення – штучне дихання, кисень.
Хлор	Вдихання кисню навіть після помірного отруєння, спокій.
Карбон(II) оксид, ацетилен	Не допускати охолодження тіла. Свіже повітря. Якщо дихання слабке, вдихати кисень. Спокій.
Рідкі і тверді речовини Розчин амоніаку	Пити розчин оцтової кислоти дуже малої концентрації або лимонний сік. Викликати блювоту, застосувати рослинну олію або яєчний білок.
Розчинні солі барію	Викликати блювоту, дати послаблюючі препарати (магнію сульфат або натрію сульфат).
Йод	Викликати блювоту, застосувати розчин з масовою часткою 1% натрій тіосульфату, розчин крохмалю, молоко.
Перманганати	Пити воду, викликати блювоту.
Сполуки цинку	Викликати блювоту. Випити розмішане у молоці сире яйце.
Мінеральні кислоти	Після отруєння через стравохід полоскати рот водою і розчином з масовою часткою 5% натрій гідрокарбонату. Випити молоко, суспензію магній оксиду (10 г магній оксиду в 150 мл води) або рослинну олію.

ПРАВИЛА ПОВОДЖЕННЯ З РЕАКТИВАМИ

Хімічна речовина, яку використовують для виконання дослідів у лабораторії, називається реактивом. Хімічні реактиви – це речовини, які виготовляються хімічною промисловістю з допустимою кількістю домішок. Для визначення якості таких реактивів використовують спеціальні терміни, що характеризують чистоту речовини (або хімічну класифікацію, чи марку), і за ступенем чистоти реактиви відповідно до історичних стандартів поділяють на: *чисті* (ч.) з вмістом основних речовин 98 %, *чисті для аналізу* (ч.д.а.) – вміст основних речовин не менше 99 %, *хімічно чисті* (х.ч.) – понад 99 % основних речовин і *особливо чисті* (ос.ч.), які містять близько 100 % основних речовин. Кількість домішок у реактиві зменшується від марки *чистий* до *особливо чистий*, в якому вона мінімальна. Хімічні реактиви, які не були спеціально очищені від домішок, класифікують як *технічні* (техн.). У сучасних реактивах, як вітчизняних так і імпортованих, вказують вміст основної речовини та склад можливих домішок.

Для ефективного та якісного виконання дослідів реагенти слід брати у мінімальній кількості. Реактиви, воду та електроенергію слід витрачати дбайливо та ощадливо, що зумовлено не лише економією, а й необхідністю запобігати забрудненню зайвими відходами навколишнього середовища. Невитрачені у досліді реактиви, чи їх надлишок необхідно викинути у відповідні посудини з відходами, не можна переносити їх назад у той самий посуд, звідки вони були взяті, щоб уникнути забруднення реактивів. Залишки окремих дорогих реактивів збирають у спеціальний посуд, що перебуває у належному місці під наглядом спеціаліста. Так, розчини, які містять сполуки аргентуму, гідраргіруму, плюмбуму, йодид-йони, необхідно зливати в окремий посуд для їх подальшої регенерації.

Реактиви зберігають у закритих корках склянках для запобігання їх забруднення.

Для належного виконання дослідів розчини і тверді речовини беруть у кількостях, вказаних у методичних рекомендаціях.

Тверді реактиви обережно відбирають шпателем, налиті у крапельниці рідкі реактиви відміряють краплями.

Концентровані розчини токсичних речовин, кислот і лугів зберігаються у витяжній шафі, де з ними і працюють під тягою.

Робота з кислотами і лугами

1. Під час роботи з концентрованими кислотами і лугами треба бути дуже обережними і слідкувати, щоб краплини цих речовин не потрапили на шкіру та одяг.

2. Для приготування розведених розчинів концентровану сульфатну кислоту необхідно обережно поступово наливати у воду, а не навпаки. Це пов'язано з в'язкістю кислоти, значно більшою, ніж води, а також з виділенням великої кількості тепла у процесі розведення кислоти. Тому під час додавання води до кислоти розчин може розбризкуватися внаслідок нагрівання і потрапляти в очі, на шкіру та одяг, що вкрай небезпечно та небажано.

Робота зі шкідливими та отруйними речовинами

Усі лабораторні досліді та експерименти з речовинами, внаслідок реакції яких утворюються шкідливі для організму гази або речовини з неприємним запахом, необхідно виконувати у спеціально відведених приміщеннях з посиленою вентиляцією або під витяжною шафою. Категорично забороняється працювати з такими речовинами за робочим столом.

Працюючи зі шкідливими та отруйними речовинами (ціанідами, солями барію, гідраргіруму, плюмбуму, арсену, металічною ртуттю, сірководнем тощо) необхідно слідкувати, щоб ці речовини не потрапили в організм через шлунково-кишковий тракт. Саме тому їсти і пити у приміщенні лабораторії категорично заборонено, а після роботи з реактивами необхідно дуже добре вимити руки з милом.

Робота з легкозаймистими речовинами

1. У лабораторії легкозаймисті речовини необхідно зберігати у щільно закритих склянках невеликого об'єму на достатній відстані від вогню або дуже нагрітих електричних приладів (термостатів, електропечей тощо).

2. Виконуючи досліді, пробірки та склянки з легкозаймистими речовинами потрібно тримати пробіркотримачами на достатній віддалі від вогню. По завершенні роботи з такими речовинами спочатку необхідно загасити пальники, а лише потім вимити посуд, у якому вони містилися.

3. Не можна запалювати водень та інші легкозаймисті суміші, попередньо не перевіривши їх на чистоту за допомогою пробірки, особливо, якщо отримують водень за допомогою апарату Кіппа.

4. Потрібно обережно користуватися пальниками, позаяк вони є потенційним вогнебезпечним джерелом.

5. Лужні метали обов'язково слід зберігати під шаром гасу. Працювати з лужними металами необхідно в окулярах або спеціальній масці, брати їх (а також тверді луги) лише пінцетом або спеціальними щипцями. Після закінчення роботи залишки цих металів потрібно перенести у спеціально відведені для них склянки. Залишки лужних металів і використаний папір ні в якому разі не можна викидати в кошик для паперу або у зливну раковину. Їх потрібно залити спиртом у фарфоровій чашці до повного розчинення.

Робота з речовинами, що утворюють вибухові суміші

1. Необхідно пам'ятати, що газу (водень, ацетилен, метан тощо), а також леткі речовини (бензен, сірковуглець, спирти, гексан тощо) під час випаровування утворюють з повітрям вибухові суміші. Щоб під час роботи з цими речовинами їх випари не накопичувалися у небезпечних кількостях, у приміщенні лабораторії повинна працювати справна потужна витяжна вентиляція.

2. Без дозволу та відповідної інструкції викладача забороняється нагрівати, різко струшувати чи піддавати удару речовини, які утворюють вибухові суміші (хлорати, перхлорати, персульфати тощо).

Правила поведінки у випадку пожежі в лабораторії

1. Для запобігання пожежі та аварійних ситуацій в лабораторії суворо заборонено користуватися зіпсованими електричними (у тому числі електронагрівальними) приладами і пристроями.

2. У випадку виникнення пожежі в лабораторії необхідно терміново вимкнути всі електричні прилади і припинити подачу газу.

3. Місце пожежі необхідно засипати піском або накрити протипожежною ковдрою і загасити вогонь за допомогою вогнегасника.

4. Якщо з необачності загориться легкозаймиста рідина, для гасіння треба використовувати пісок, порошковий або вуглекислотний вогнегасник.

5. Застосовувати воду для гасіння пожежі треба обережно, тому що вода в окремих випадках сприяє посиленню пожежі.

Вимоги до написання звіту про виконану лабораторну роботу

Усі результати дослідів і спостережень, а також зроблені висновки мають бути відображені студентом у вигляді протоколу чи звіту про виконану роботу в лабораторному журналі. Як журнал можна використовувати зошит, що має не менше 48 аркушів. На обкладинці чи першому аркуші має бути написане прізвище студента і номер групи.

Записи у зошиті повинні бути у такому порядку:

- дата виконання лабораторної роботи;
- назва лабораторної роботи;
- чіткий опис порядку виконання роботи;
- малюнки або схема експериментальної установки;
- запис результатів виконаної роботи і спостереження (zareestrovani pokazniki pryladiv можна подати у вигляді таблиці за вказаним у рекомендаціях зразком);
- необхідні обчислення;
- рівняння реакцій усіх виконаних дослідів (з коефіцієнтами);
- висновки до кожного дослідів чи експерименту.

Отримані результати відразу ж повинні бути записані у лабораторний зошит. Користуватися чернетками в лабораторії не рекомендується, бо недбало записані або й втрачені результати зобов'язують повторно виконувати експеримент. Помилкові записи в зошиті потрібно закреслити, а не брати в дужки, виправляти ручкою, чи коректором. Біля неправильного запису поряд або зверху треба написати правильний. *Виправлення в зошиті експериментатора майже неминучі, проте зроблені акуратно, вони не знецінюють роботу, а дозволять належно проаналізувати помилки.*

Малюнки також повинні містити максимум необхідної інформації і мають бути виконані акуратно.

Для виконання окремих лабораторних експериментів необхідні обчислення. Слід мати на увазі, що надмірна точність в обчисленнях значно перевищує експериментальну похибку, що не підвищує точності результату, а призводить до додаткових витрат часу і праці.

Для числових значень обчислених величин достатньо 3-4 значущих цифри. Число значущих цифр – це число знаків, які стоять після нулів (якщо нулів немає, то це просто число знаків). Число значущих цифр не слід плутати з числом знаків після коми. Так, у

числах 41,57; 0,1569; 0,0003600 є чотири значущих цифри. У фізико-хімічних обчисленнях прийнято вказувати значущі цифри і в тому випадку, якщо це нулі, що стоять в кінці числа. Тож, правильним буде запис з точністю до четвертої значущої цифри 0,1500, а не 0,15.

Викладені особливості роботи в хімічній лабораторії і правила оформлення записів у зошиті є загальними вимогами для будь-якої лабораторної роботи. Проте, викладач може внести певні зміни, викликані технічними причинами, чи додаткові рекомендації до виконання конкретної роботи.

Отже, лабораторна робота вважається виконаною та закінченою, коли студент подасть викладачу лабораторний зошит зі звітом.

З метою підготовки студентів до професійної діяльності, яка зазвичай включає написання наукових звітів як про виконання окремих експериментів, так і науково-дослідницьких робіт, рекомендується оформлення здійснювати згідно з вимогами до звітів про науково-дослідницькі роботи (НДР).

У звіті має бути фахово грамотно викладений зміст лабораторної роботи з обов'язковим коротким описом методики виконання і результатів експерименту. Необхідно стисло, точно, логічно й аргументовано викладати зміст і результати виконаних дослідів без надмірної деталізації, використовувати відповідні наукові терміни, уникати загальних слів, а також чужомовних слів, які дублюють українські. Проте не слід плутати простоту із загальнодоступністю і примітивністю.

Звіт повинен бути написаний українською мовою і мовно-стилістично витриманий, що найкраще виявляє рівень знань і культури студента. Точність наукової мови забезпечується дотриманням стилістичних норм і зв'язків слів у реченні. Порушення їх породжує неправильне тлумачення висловленої думки, а, відповідно втрачається ясність, доступність і дохідливість.

Стиль звіту – це безособовий монолог. Неписаним правилом є замість «я» використовувати «ми», проте нагромадження в тексті займенника «ми» справляє малоприємне враження. Тому на допомогу приходять звороти, що виключають наявність цього займенника, використовуючи дієслова доконаного виду минулого часу (і дієслова недоконаного виду минулого часу, якщо цього вимагає зміст), або ж безособові чи неозначено-особові речення.

Наприклад:

«Дослід виконали відповідно до методичних рекомендацій»

або

«Дослід було виконано згідно з методичними рекомендаціями».

Приклад написання звіту про виконання експерименту:

«Відповідно до рекомендацій складено прилад ...

Використано такі реагенти: ...

Хімічну реакцію можна описати таким рівнянням: ...

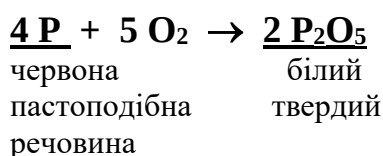
Обчислення виконали за рівнянням ..., згідно з відповідним законом ... чи згідно зі встановленою залежністю: ...

Висновки: отримані результати експерименту підтверджують закон або залежність ..., виявляють властивості речовин ..., свідчать про ...»

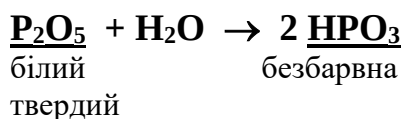
Приклади опису виконаних дослідів :

Дослід 1 (дослід виконували під витяжною шафою).

На кінчик металевого шпателя набрали червоний фосфор, внесли у полум'я, запалили його та винесли шпатель із зони полум'я. Над димом, що утворився внаслідок горіння фосфору, потримали смужку фільтрувального паперу, змочену розчином індикатора метилоранжу. Спостереження:



Внаслідок окиснення фосфору утворився білий дим – часточки твердої речовини білого кольору – фосфор(V) оксиду (ангідриду фосфатної кислоти), які нагрітим повітрям підіймалися вгору.



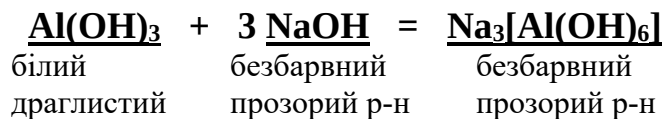
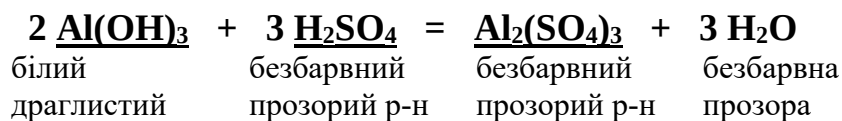
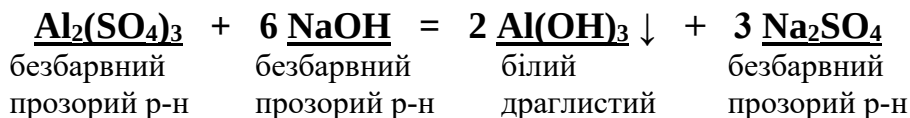
Фосфор(V) оксид є водовідбірним засобом, перетворився на *метафосфатну* кислоту, поглинаючи воду з розчину метилоранжу та реагуючи з нею на фільтрувальному папері.



Індикатор метилоранж змінив забарвлення на рожеве у кислотному середовищі, показником якого є йон H^+ .

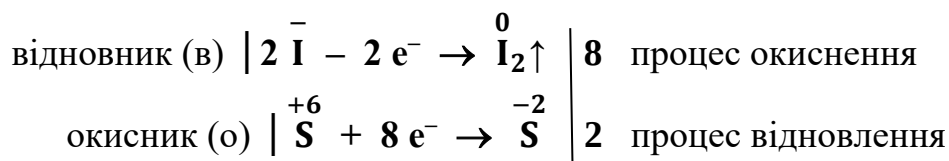
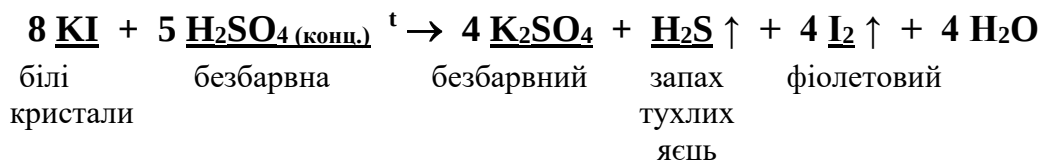
Дослід 2

У пробірку налили розчин алюміній сульфату об'ємом 1 мл і краплинами додали розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш. Утворений алюміній гідроксид у вигляді осаду розділили у дві пробірки. В одну пробірку додали розведену сульфатну (або фосфатну) кислоту, а в другу пробірку – розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційні суміші до завершення реакції. Спостереження:



Дослід 3 (дослід виконували під витяжною шафою)

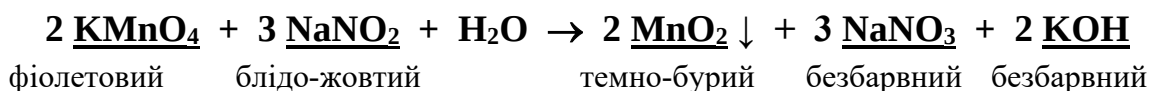
У суху пробірку шпателем насипали кристалічний KI. Додали концентровану сульфатну кислоту об'ємом 1 мл і обережно нагріли до початку реакції. Спостереження:

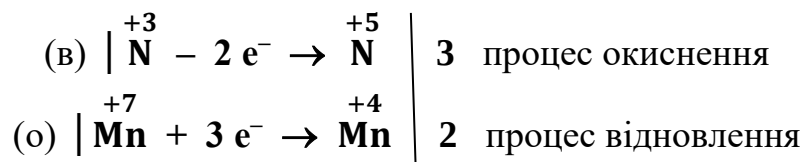


Виділення газів з характерним запахом і забарвленням свідчить, що внаслідок окисно-відновної реакції за підвищеної температури утворилися нові речовини: випари простої речовини йоду – I₂ та сульфурвмісна речовина – газ H₂S.

Дослід 4

У пробірку налили розчини калій перманганату і натрій нітриту об'ємами по 0,5 мл. Спостереження:

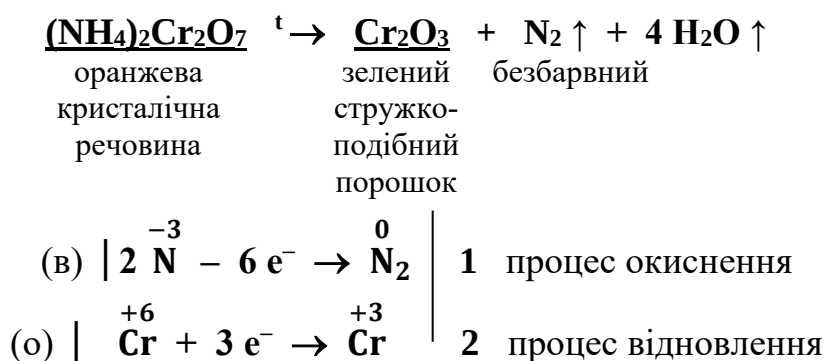




Зміна забарвлення реакційної суміші та випадіння осаду свідчать про утворення нових сполук мангану та нітрогену внаслідок окисно-відновної реакції, а також підтверджують зміну в нейтральному середовищі ступеня окиснення $\overset{+7}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+4}{\text{Mn}}$.

Дослід 5 (дослід виконували під витяжною шафою)

У суху пробірку шпателем внесли кристалічний амоній дихромат у невеликій кількості й обережно нагріли до початку розкладання солі. Спостереження:

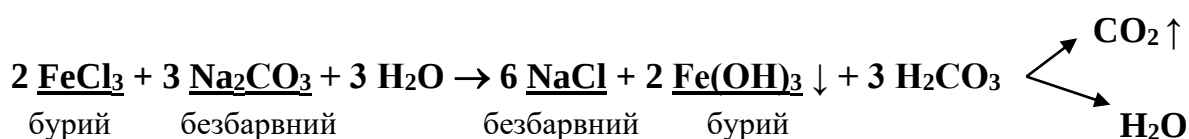


Ознаки хімічної реакції:

- 1) відбулося термічне розкладання солі з утворенням оксиду;
- 2) змінилося забарвлення твердих речовин внаслідок відновлення хрому(VI) до хрому(III);
- 3) змінилася структура твердих речовин – кристали солі перетворилися на аморфний порошок оксиду;
- 4) внаслідок бурхливого виділення газу азоту і пари води оксид має пухкий стружкоподібний вигляд.

Дослід 6

У пробірку налили розчин солі ферум(III) хлориду об'ємом 1 мл і додали розчин натрій карбонату об'ємом 1 мл. Спостереження:



Відбувся повний гідроліз солей.

ІНДИКАТОРИ

Для виявлення природи середовища у розчині використовують кислотно-основні індикатори – органічні та неорганічні речовини. Залежно від середовища у розчині **індикатори змінюють своє забарвлення**.

Середовище	Метиловий оранжевий	Фенолфталеїн	Лакмус
Кислотне	рожевий	безбарвний	червоний
Лужне	жовтий	малиновий	синій

Антоніми поширені у хімічних текстах

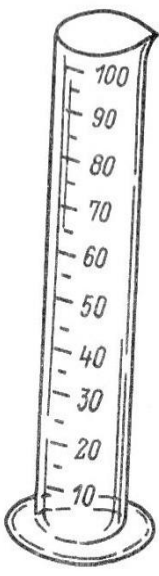
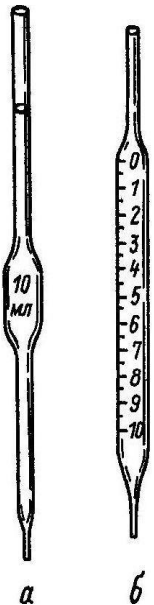
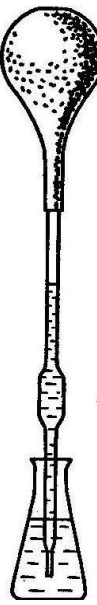
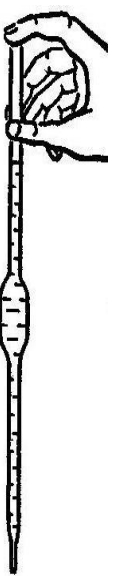
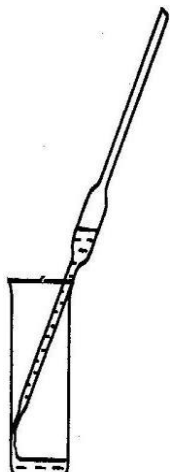
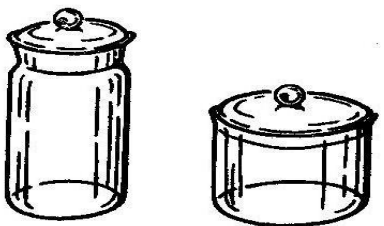
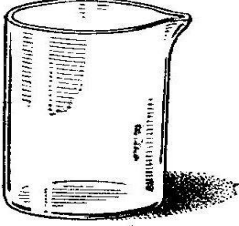
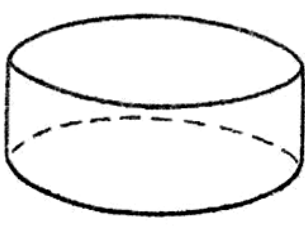
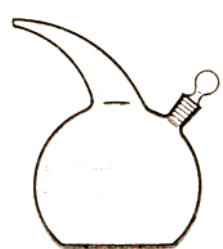
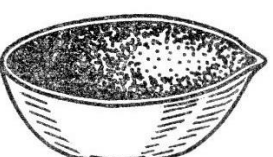
Безбарвний	Забарвлений (кольоровий)
Прозорий	Мутний, непрозорий
Темний	Світлий
Чистий	Забруднений
Сильний	Слабкий
Розведений	Концентрований
Сухий	Мокрий (вологий)
Твердий	М'який
Рідкий	В'язкий
Дрібний	Крупний
Поширений	Рідкісний
Швидко	Повільно
Спалахувати	Гаснути
Збільшити	Зменшити
Підвищити	Знизити
Зростати	Спадати
Посилюватися	Послаблюватися

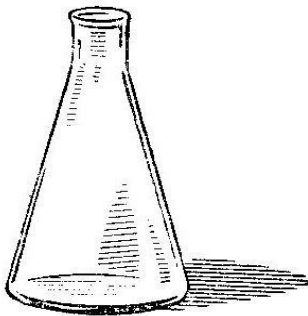
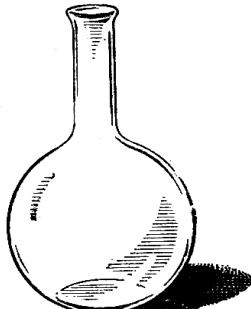
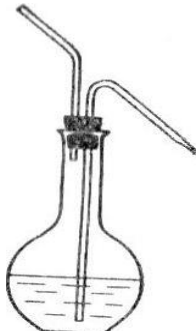
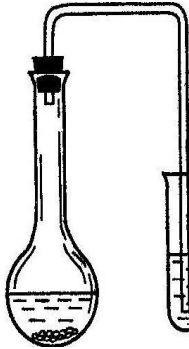
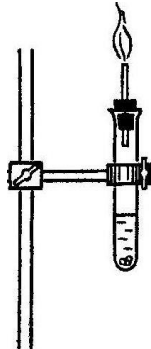
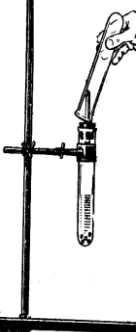
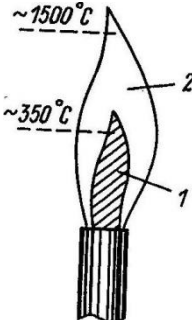
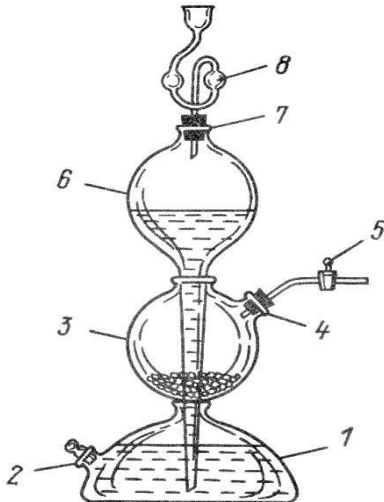
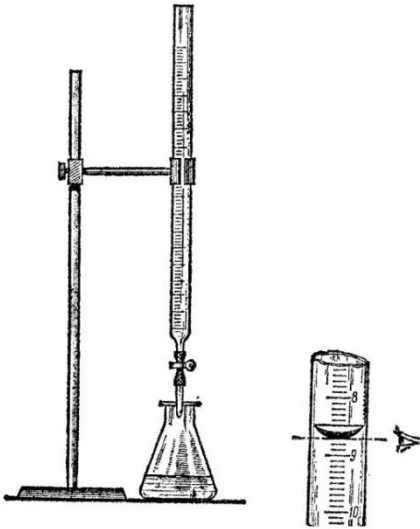
Усі хімічні перетворення супроводжуються певними явищами, які треба уважно спостерігати, аналізувати і фахово грамотно описувати їх суть і причинно-наслідкові зв'язки, використовуючи відповідну наукову термінологію, та належно зазначати у рівняннях реакцій.

ЯВИЩА, ЯКІ СУПРОВОДЖУЮТЬ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

№ з/п	Основні ознаки	Приклади	Форма запису
1.	Виділення світла (спалах)	<i>Дослід 1, (лаб. р-та №2),</i> окиснення (горіння) магнію	$+ h\nu$
2.	Виділення або поглинання теплоти	<i>Дослід 3, (лаб. р-та №2),</i> окиснення (горіння) фосфору; реакція нейтралізації лугів кислотами	$\pm Q$
3.	Зміна забарвлення (кольору) індикаторів	<i>Дослід 2, (лаб. р-та №2),</i> зміна забарвлення індикатора фенолфталеїну; <i>Дослід 3, (лаб. р-та №2),</i> зміна забарвлення індикатора метилоранжу;	безбарвний $\rightarrow$ малиновий жовтий $\rightarrow$ рожевий
4.	Утворення та виділення осаду з розчинів	<i>Дослід 7, (лаб. р-та №2),</i> утворення купрум(II) гідроксиду	<u>Cu(OH)_2</u> $\downarrow$ блакитний
5.	Перетворення однієї твердої речовини на іншу	<i>Дослід 7, (лаб. р-та №2),</i> розкладання купрум(II) гідроксиду	<u>Cu(OH)_2</u> $\rightarrow$ <u>CuO</u> блакитний чорний
6.	Перетворення нерозчинної речовини на розчинну	<i>Дослід 11, (лаб. р-та №2),</i> реакція кальцій карбонату з кислотою	<u>CaCO_3</u> $\rightarrow$ <u>$\text{Ca(NO}_3)_2$</u> біла безбарвний тверда розчин нерозч.
7.	Зміна структури твердої речовини	<i>Дослід 15, (лаб. р-та №2),</i> розкладання солі амоній дихромату	кристали солі $\rightarrow$ тонкодисперсний порошок оксиду
8.	Утворення та виділення газу	<i>Дослиди 1 і 2, (лаб. р-та №4),</i> відновлення нітроген(IV) оксиду та окиснення йоду	<u>NO_2</u> $\uparrow$, <u>I_2</u> $\uparrow$ бурий з фіоле- різким товий запахом
9.	Зміна забарвлення (кольору) розчинів внаслідок хімічних перетворень речовин у розчинах	<i>Дослід 6 (лаб. р-та №4),</i> зміна кольору розчинів реагентів (реакційної суміші) до реакції та після реакції	<u>$\text{FeCl}_3 + \text{KI}$</u> $\rightarrow$ жовтий розчин <u>$\text{KCl} + \text{FeCl}_2 + \text{I}_2$</u> темно-червоний (винний) розчин

ОБЛАДНАННЯ І ПОСУД ДЛЯ ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

	 <i>a</i> <i>б</i>				
Мірний циліндр	Піпетки: а – звичайна; б – градуйована. Способи набирання та зливання реактивів за допомогою піпеток.				Бюретка
					
Бюкси	Хімічна склянка	Пробірка	Лійка		
					
Кристалізатор	Крапельниці				
					
Фарфорова чашка	Фарфоровий тигель	Тигельні щипці			

			
Конічна колба	Плоскодонна колба	Промивалки	
			
Газовідвідні трубки			
Нагрівання пробірки у полум'ї			
			
Апарат Кіппа: 1 – резервуар; 2 – тубус для зливу відпрацьованих реактивів; 3 – ємність для твердих реактивів; 4 – тубус для завантаження твердих реактивів і відведення газів; 5 – кран; 6 – кулеподібна лійка; 7 – тубус для заливання рідких реактивів; 8 – запобіжна лійка.		Прилад для титрування складається із заповненої відповідним розчином бюретки та конічної колби з досліджуванним розчином. Рівень розчину в бюретці встановлюють за нижнім меніском (для гідрофільних речовин).	

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

План до теми:

1. Основні положення атомно-молекулярного вчення. Поняття атома, молекули, хімічного елемента, ізотопу, простої і складної речовини, алотропії.
2. Атомна маса, молекулярна маса, моль, молярна маса.
3. Основні закони хімії (збереження маси; збереження енергії; сталості складу; кратних відношень; простих об'ємних відношень).
4. Закон Авогадро. Наслідки із закону Авогадро.
5. Газові закони (Р. Бойля-Маріотта, Ж.Л. Гей-Люссака, Ж. Шарля та об'єднаний газовий закон).
6. Рівняння стану ідеального газу Менделєєва-Клапейрона, універсальна газова стала.
7. Відносна густина газів.
8. Еквівалент елемента, простих і складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, солей). Молярна маса еквівалента.
9. Закон еквівалентів і його математичний вираз.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ

У другій половині XIX століття з розвитком хімічної науки остаточно були сформульовані основи атомно-молекулярного вчення та визначення основних хімічних понять – атом, молекула, хімічний елемент, ізотопи, проста і складна речовини, алотропні видозміни, валентність тощо).

Атом – це найменша електронейтральна частинка речовини.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна самостійно існувати, зберігаючи всі хімічні властивості цієї речовини. Молекули можуть складатися з атомів одного або різних видів.

Хімічний елемент – вид атомів, які характеризуються конкретним зарядом ядра та конкретною атомною масою.

Різновиди атомів того самого хімічного елемента, які мають різні атомні маси (тобто різні числа нейтронів і однакові числа протонів), називаються **ізотопами**. Так, Неон складається з ізотопів ^{20}Ne і ^{22}Ne .

Проста речовина – це речовина, яка складається з атомів одного й того самого елемента, які сполучені між собою. (Індивідуальна речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента).

Явище існування одного і того самого хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин називається **алотропією**. А прості речовини, утворені одним і тим самим хімічним елементом, називаються його **алотропними модифікаціями** (або ж **алотропними видозмінами**). Так, Карбон має як природні алотропні видозміни – графіт, алмаз, фулерен, вуглецеві нанотрубки, так і штучно створені – карбін, графен, аморфний вуглець у вигляді сажі та деревного вугілля.

Складна речовина (або **хімічна сполука**) – це речовина, молекули або кристали якої складаються з атомів, молекул чи йонів двох або більше елементів.

Валентність хімічного елемента – це здатність атомів цього елемента приєднувати конкретне число атомів цього самого або іншого хімічного елемента. За одиницю валентності прийнято валентність атома Гідрогену – 1. Тож, валентність хімічного елемента визначається кількістю атомів Гідрогену, які може приєднати або заміщувати у сполуках атом цього хімічного елемента.

Відносна атомна маса A_r хімічного елемента – це фізична безрозмірна величина, що показує, у скільки разів маса кожного хімічного елемента більша за $1/12$ маси нукліду Карбону ^{12}C . Маса атома дорівнює добутку його відносної маси на атомну одиницю маси ($1 \text{ а.о.м.} = 1,660 \cdot 10^{-24} \text{ г}$).

Відносна молекулярна маса речовини M_r – це фізична безрозмірна величина, яка дорівнює відношенню маси молекули речовини до $1/12$ маси нукліду Карбону ^{12}C , тобто **відносна маса молекули**, виражена в а.о.м. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі мас атомів елементів, що містяться у складі молекули.

Кількість речовини n (ν) – це фізична величина, яка визначає кількість речовини, що обчислюється як відношення числа N структурних одиниць (молекул, атомів, йонів), які містяться у цій речовині, до числа структурних одиниць (молекул, атомів, йонів) $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ – стала Авогадро. Одиницею вимірювання кількості речовини є **моль**.

Моль – одиниця вимірювання кількості речовини – це порція речовини, що містить $6,022 \cdot 10^{23}$ атомів, молекул або наявних у її хімічній формулі груп, атомів чи йонів.

Молярна маса речовини – це маса 1 моль речовини, що пов'язує кількість речовини та її масу:

$$M = \frac{m}{n},$$

де m – маса речовини, г; n (ν) – кількість речовини, моль. Отже, молярна маса M – це відношення маси до кількості речовини у моль (г/моль).

Маса 1 моль атомів елемента в одиницях г/моль чисельно дорівнює відносній атомній масі елемента. Наприклад, якщо $A_r(\text{Ti}) = 47,90$, то маса (m) 1 моль атомів Ti дорівнює 47,90 г, а $M(\text{Ti}) = 47,90$ г/моль.

В одному моль будь-якої речовини міститься завжди одне і те саме число структурних одиниць (атомів або молекул): $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ – стала Авогадро.

Молярна маса M речовин зі сталим хімічним складом у г/моль чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі M_r . Наприклад: $M_r(\text{BaSO}_4) = 233,39$. Отже, $M(\text{BaSO}_4) = 233,39$ г/моль.

Визначення «відносна атомна маса хімічного елемента», «відносна молекулярна маса речовини» переважно застосовують у скороченій формі «атомна маса», «молекулярна маса».

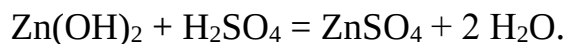
ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Закон збереження маси речовин

(М.В. Ломоносов, 1748 р.; А. Лавуазьє, 1789 р.)

Маса речовин, що прореагували (реагентів), дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції (продуктів реакції).

Суть цього закону полягає у тому, що в результаті хімічних реакцій речовини не зникають та не виникають ні з чого, а відбуваються хімічні перетворення одних сполук (початкових речовин, реагентів) на інші сполуки (речовини – продукти реакції). Якісний склад – вид атомів (хімічних елементів) і кількісний склад – число цих атомів до і після реакції залишаються незмінними, отже, і їхня загальна маса також не повинна змінюватися, наприклад:



Враховуючи теорію відносності, а також принцип еквівалентності маси m та енергії E , запропонований А. Айнштайном у 1905 р. вираз закону збереження маси набув вигляду:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2, \quad (c - \text{швидкість світла}).$$

Отже, рівняння Айнштайна є математичним виразом **закону збереження маси та енергії**, який ще називають законом еквівалентності маси та енергії: **Зміні маси на певну величину відповідає зміна енергії чи перетворення її на іншу форму.**

Закон сталості складу

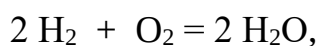
(Ж. Пруст, 1808 р.).

Хімічні речовини мають сталий якісний та кількісний склад, не залежно від способу та умов їх одержання.

Згідно із законом сталості складу під час утворення складної речовини елементи сполучаються один з одним у чітко встановлених масових відношеннях, і склад речовин виражається хімічною формулою за допомогою символів хімічних елементів та індексів. Наприклад, у молекулі H_2O :

$$n(\text{H}) : n(\text{O}) = A_r(\text{H}) : A_r(\text{O}) = 2 : 16 = 1 : 8.$$

Тобто для утворення води, необхідно, щоб водень і кисень прореагували у кількостях з відношенням мас 1 : 8:



2 моль 1 моль

$$4 \text{ г} : 32 \text{ г} = 1 : 8.$$

Отже, молекула складної речовини сталого складу утвориться, якщо відношення мас елементів чітко відповідають індексам у хімічній формулі сполуки, або ж, якщо відношення узятих кількостей речовини реагентів відповідає коефіцієнтам у хімічному рівнянні.



Хімічні сполуки молекулярної будови зі сталим складом, кількість атомів елементів у яких відносяться як невеликі цілі числа, назвали **дальтонідами** (на честь англійського вченого Дж. Дальтона) – SO_2 , K_2O , NH_3 , NaCl , HPO_3 , LiOH , а також інтерметаліди Mg_2Sn , MgCuAl_2 .

Сполуки зі змінним хімічним складом, відношення кількості компонентів у яких не відповідає цілим числам, назвали *бертолідами* (на честь французького хіміка К. Бертолле). Бертоліди трапляються серед оксидів, наприклад, $\text{TiO}_{0,58-1,33}$ чи $\text{TiO}_{1,9-2}$ (TiO_2); $\text{TiO}_{1,45-1,56}$ (Ti_2O_3), гідридів, силіцидів, сульфідів, нітридів, карбідів, до прикладу, Fe_2C , Fe_3C_4 , FeC , FeC_2 , FeC_3 , що пояснюється дефектами їхніх кристалічних ґраток, а також інтерметалідів (наприклад, натрій-станум – NaSn_4 , NaSn_6 , NaSn_3 , NaSn_2 , NaSn , Na_4Sn_2 , Na_2Sn , Na_4Sn).

Зважаючи на існування сполук змінного складу, сучасне формулювання закону сталості складу може бути таким:

Хімічний склад сполук з молекулярною структурою є сталим, незалежно від способу і місця їх одержання. Склад сполук з атомною, йонною та металічною структурою може не завжди бути сталим і залежить від умов їх одержання.

Закон кратних відношень

(Дж. Дальтон, 1803 р.)

Якщо два елементи утворюють один з одним кілька сполук молекулярної будови, то на одну й ту саму кількість одного елемента припадають такі кількості другого елемента, що відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Наприклад, Хлор з Оксигеном утворюють оксиди молекулярної структури, де відношення між масовими частками оксигену та масовими частками хлору, дорівнює 1 : 4 : 6 : 7 – Cl_2O , ClO_2 , ClO_3 , Cl_2O_7 .

Закон простих об'ємних відношень

(Ж. Гей-Люссак, 1808р.)

Досліджуючи умови реакцій речовин у газуватому стані, було встановлено: за однакових умов об'єми газів, що прореагували, відносяться між собою і до об'ємів газів, що утворилися внаслідок реакції, як невеликі цілі числа.

Наприклад, з одним об'ємом азоту завжди реагують три об'єми водню, і утворюється два об'єми амоніаку.



Ці невеликі цілі числа є стехіометричними коефіцієнтами у відповідних рівняннях реакцій.

Закон Авогадро

(А. Авогадро, 1811 р.)

Експериментально перевіrivши свої теоретичні передбачення щодо взаємодії газів, з врахуванням основних положень атомно-молекулярного вчення, А. Авогадро встановив, що **в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакове число молекул.**

Перший наслідок із закону Авогадро є очевидним: **однакове число молекул різних газів за однакових умов займає один і той самий об'єм.**

Другий наслідок із закону А. Авогадро: **один моль будь-якого газу за нормальних умов ($T = 273\text{ К}$ ($t = 0^\circ\text{C}$), $p = 101,33\text{ кПа}$) займає об'єм 22,4 л (який називається молярним об'ємом і містить $N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ атомів або молекул).**

Враховуючи закон Авогадро та його наслідки, відповідно до закону простих об'ємних відношень цілі числа можуть означати не лише стехіометричні коефіцієнти у рівняннях реакцій між газами, а й кількість речовини n (ν) газів.

Відповідно до закону Авогадро маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов відносяться як їхні молекулярні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Таке відношення молекулярних мас двох різних газів називається відносною густиною першого газу за другим. Отже, **відносна густина** газу за іншим – це відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу за однакових умов. Наприклад, якщо один з газів – водень ($M = 2,016$), то визначають густина газу за воднем:

$$D_{H_2} = \frac{M}{M_{H_2}} = \frac{M}{2}.$$

А молекулярна маса будь-якого газу, відповідно, дорівнюватиме подвійній густині цього газу за воднем $M = 2 \times D_{H_2}$. Можна також обчислювати молекулярну масу невідомого газу, якщо відома його густина за повітрям або іншим газом, молекулярна маса якого відома:

$$M = 29 \cdot D_{\text{пов.}},$$

де число 29 – середня молекулярна маса (M) повітря.

ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКони

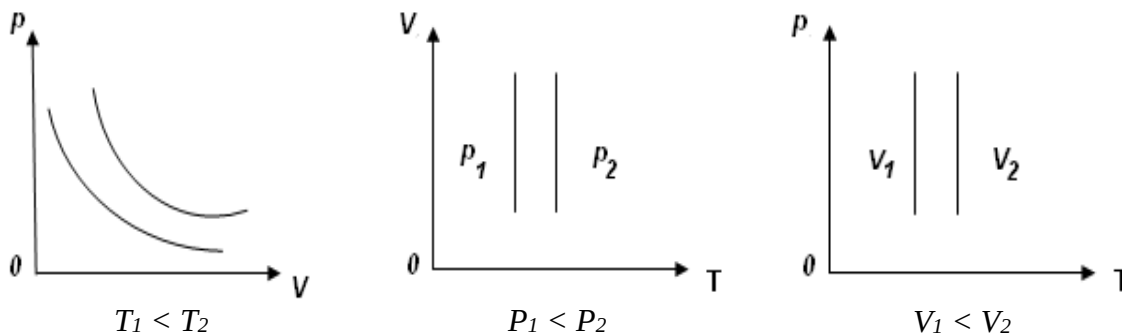
Стан газів характеризують основними параметрами: об'єм, тиск і температура. Якщо тиск газу дорівнює атмосферному тиску (1 атм. або 760 мм рт. ст., або $P_0 = 101,33$ кПа), а температура $T = 273$ К ($t = 0^\circ\text{C}$), то умови, за яких перебуває газ, називають нормальними і позначають «н. у.». Об'єм, який газ займає за н. у., позначають як V_0 .

Закон Р. Бойля-Маріотта (ізоермічний): за сталої температури тиск газу обернено пропорційний до зайнятого ним об'єму.

За умови $T = \text{const}$:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}, \quad PV = \text{const}.$$

Графік ізоермічного процесу в координатах PV , VT і PT має такий вигляд:

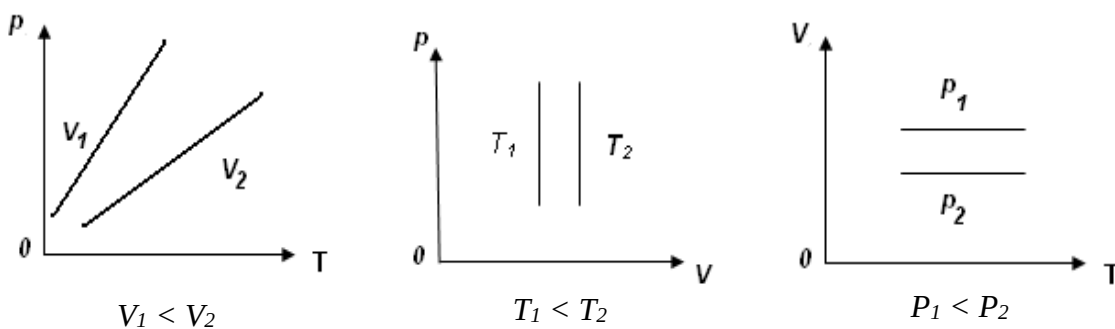


Закон Ж. Шарля (ізохорний): за сталого об'єму тиск газу змінюється прямо пропорційно до температури.

За умови $V = \text{const}$:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \quad \frac{P}{T} = \text{const}.$$

Графік ізохорного процесу в координатах PV , VT і PT має такий вигляд:

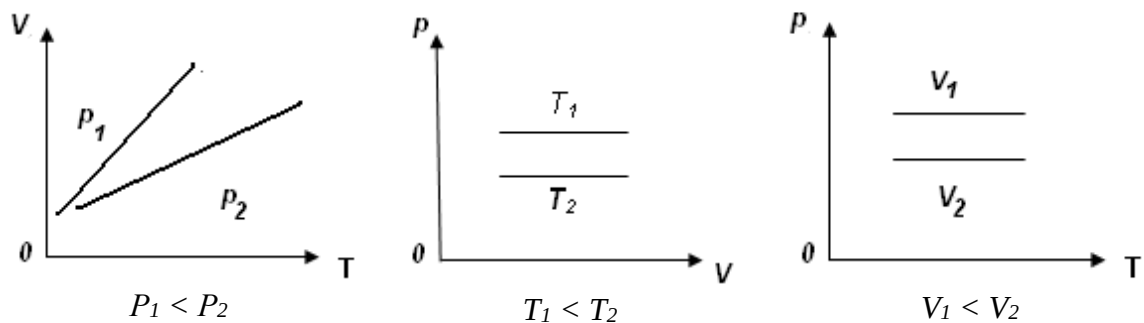


Закон Ж.Л. Гей-Люссака (ізобарний): за сталого тиску, об'єм газу змінюється прямо пропорційно до температури.

За умови $P = \text{const}$,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \quad \frac{V}{T} = \text{const}.$$

Графік ізобарного процесу в координатах PV , VT і PT має такий вигляд:



Якщо об'єми газів вимірюють за умов відмінних від нормальних, то для приведення об'єму газу до н. у. використовують **об'єднаний газовий закон** (рівняння стану ідеального газу Клапейрона):

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T},$$

де (P_0, V_0, T_0) – тиск, температура та об'єм газу за н.у.; P_1, V_1 – тиск і об'єм за заданої температури T_1 .

Враховуючи, що 1 моль газу за н.у. ($P_0 = 101,33$ кПа, $T_0 = 273$ К) займає об'єм $V_0 = 22,4$ л, то

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = R = \text{const}.$$

Обчислену величину **R** називають універсальною газовою сталою. Для 1 моль газу рівняння Клапейрона має вигляд:

$$PV = RT.$$

Д. Менделєєв використав це рівняння для обчислення різних об'ємів газів, кількість речовини яких (**n**) $n > 1$ (моль):

$$PV = nRT.$$

Враховуючи, що $n = m / M$, вираз набув вигляду, який назвали рівнянням Клайперона-Менделєєва:

$$PV = \frac{m}{M} RT.$$

Особлива вагомість внеску Д. Менделєєва у це рівняння полягає в отриманій можливості обчислювати молекулярні маси газів за вимірними та обчисленими параметрами їх стану:

$$M = \frac{mRT}{PV}.$$

Чисельне значення газової сталої та її розмірність залежать від одиниць, в яких вимірюють об'єм і тиск газу.

Якщо, тиск P_0 виміряно у Па, а об'єм – у м^3 , то значення *універсальної газової сталої* R визначається:

$$R = \frac{101325 \cdot 0,0224}{273} = 8,3144 \left(\frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \right).$$

Якщо тиск виміряно в мм рт. ст., а об'єм – у мл, то одержимо:

$$R = \frac{760 \cdot 22400}{273} = 62400 \left(\frac{\text{мм рт.ст.} \cdot \text{мл}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \right).$$

Якщо об'єм виміряно в л, а тиск P_0 – в атм., то

$$R = \frac{1 \cdot 22,4}{273} = 0,082 \left(\frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \right).$$

Приклад № 1

У сталевому балоні ємністю 12 л міститься кисень під тиском 150 атм за температури 0°C . Обчислити об'єм кисню, який він займе за н.у.

Розв'язок: Згідно із законом Бойля-Маріотта:

$$\frac{P}{P_0} = \frac{V_0}{V},$$

$$V_0 = \frac{PV}{P_0} = \frac{12 \cdot 150}{1} = 1800 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 1800 л.

Приклад № 2

У закритому балоні за температури 12°C міститься газ під тиском 92,0 кПа. Обчислити тиск у балоні після нагрівання газу до 30°C .

Розв'язок: Згідно із законом Ж. Шарля:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2},$$

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{92,0 \cdot (273 + 30)}{(273 + 12)} = 97,81 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: 97,81 кПа.

Приклад № 3

За температури 27°C і тиску 96,0 кПа газ займає об'єм 120 мл. Обчислити об'єм, який займе газ під тиском 120,0 кПа та за температури 57°C.

Розв'язок: Залежність між об'ємом газу, тиском і температурою описується об'єднаним газовим законом

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2},$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}.$$

Підставляючи числові дані, одержимо:

$$V_2 = \frac{96,0 \cdot 120 \cdot (273 + 57)}{120,0 \cdot (273 + 27)} = 105,6 \text{ (мл)}.$$

Відповідь: 105,6 мл.

Приклад № 4

Обчислити густину за повітрям газової суміші, у якій об'ємна частка етану становить 80 % і метану – 20 %.

Розв'язок: Спочатку обчислюємо середню молекулярну масу суміші, що дорівнює сумі молекулярних мас складових газів, помножених на об'ємну частку кожного з них.

$$M_{\text{сер.}} = (30 \cdot 0,8) + (16 \cdot 0,2) = 27,2.$$

Далі визначаємо:

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M_{\text{газу}}}{M_{\text{пов.}}},$$

$$D_{\text{пов.}} = \frac{27,2}{29} = 0,94.$$

Відповідь: 0,94.

Приклад № 5

У балоні місткістю 10 л за температури 17°C є суміш кисню масою 14 г і амоніаку масою 12 г. Обчислити загальний тиск і парціальні тиски кожного з газів. **Парціальний тиск** (від лат. *partialis* – частковий) – внесок кожного газу-компонента в загальний тиск суміші газів, що відповідає тиску, під яким перебував би кожний газ, що міститься у складі газової суміші, якби лише він займав об'єм, рівний об'ємові суміші за тієї ж температури.

Розв'язок: Парціальні тиски кожного з газів можна визначити за рівнянням Клапейрона-Менделєєва:

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

$$P = \frac{mRT}{M \cdot V_{\text{заг.}}},$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{14 \cdot 8,3144 \cdot 290}{32 \cdot 10} = 105,5 \text{ (кПа)}.$$

$$P_{\text{NH}_3} = \frac{12 \cdot 8,3144 \cdot 290}{17 \cdot 10} = 170,2 \text{ (кПа)}.$$

Загальний тиск у балоні дорівнює сумі парціальних тисків кожного газу:

$$P_{\text{заг.}} = 105,5 + 170,2 = 275,7 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: 275,7 кПа.

ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Еквівалентом хімічного елемента (Е) – називають таку його масову частку, яка сполучається з однією масовою часткою гідрогену або заміщує таку саму кількість гідрогену в сполуках.

Еквівалент – величина змінна і залежить від хімічної природи сполуки, зокрема від валентності елемента в ній. Молярна маса еквівалента хімічного елемента чисельно дорівнює атомній масі цього хімічного елемента, поділеній на його валентність (тобто частка атомної маси елемента, яка припадає на один хімічний зв'язок):

$$E = \frac{A_r}{B} \text{ (а. о. м.)},$$

де A_r – відносна атомна маса хімічного елемента, а.о.м.; B – валентність хімічного елемента.

Отже, маса гідрогену кількістю 1 моль еквівалентів дорівнює – 1 г/моль ($M_{E_H} = 1/1 = 1$), а маса кисню кількістю 1 моль еквівалентів – 8 г/моль ($M_{E_O} = 16/2 = 8$). Еквівалент – величина безрозмірна і є часткою 1 моль речовини. Так еквівалент атомарного гідрогену дорівнює 1, а еквівалент водню – $\frac{1}{2}$ від 1 моль газу, еквівалент атомарного кисню – $\frac{1}{2}$, а кисню – $\frac{1}{4}$ від 1 моль газу.

Еквівалент речовини залежить від реакції, в якій бере участь ця речовина. В реакціях перетворення речовин без зміни ступеня окиснення та в окисно-відновних еквіваленти зазвичай різняться.

Молярною масою еквівалента хімічного елемента або речовини (E_m) вважають масу одного еквівалента хімічного елемента або речовини.

Наприклад, молярна маса еквівалента алюмінію дорівнює:

$$E_m Al = \frac{27}{3} = 9 \text{ (г/моль)}.$$

Часто молярну масу 1 еквівалента чи речовини спрощено називають еквівалентом елемента чи еквівалентом речовини, або просто еквівалентом. І заради спрощення використовують числове значення молярної маси еквівалента без вказування одиниць виміру г/моль.

Обчислення маси еквівалентів (E_m) складних речовин

Масу одного еквівалента оксидів Me_xO_y можна обчислити двома способами:

1) за визначенням хімічного еквівалента елемента

$$E_m(\text{оксиду}) = E_{Me} + E_O = \frac{A_{rMe}}{B_{Me}} + 8,$$

наприклад:

$$E_m Al_2O_3 = 9 + 8 = 17 \text{ (г/моль)}.$$

2) згідно з обчисленнями маси еквівалентів складних сполук:

$$E_m(\text{оксиду}) = \frac{M_{r \text{ оксиду}}}{n_{\text{атомів елемента}} \cdot \text{Валентність елемента}} \text{ (г/моль)},$$

$$E_m Al_2O_3 = \frac{102}{2 \cdot 3} = 17 \text{ (г/моль)}.$$

Масу одного еквівалента основи $Me(OH)_n$ обчислюють:

$$E_m(\text{основи}) = \frac{M_{r \text{ основи}}}{n_{(OH^-)}} \text{ (г/моль)},$$

де n – кількість груп OH^- або кислотність основи. Наприклад:

$$E_m \text{Mn(OH)}_4 = \frac{123}{4} = 30,75 \text{ (г/моль)}.$$

Масу одного еквівалента кислоти H_nAcid обчислюють:

$$E_{m(\text{кислоти})} = \frac{M_{\text{Г кислоти}}}{n_{(\text{H}^+)}} \text{ (г/моль)},$$

де n – кількість атомів H або основність кислоти. Наприклад:

$$E_m \text{HCl} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ (г/моль)},$$

$$E_m \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49 \text{ (г/моль)},$$

$$E_m \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{98}{3} = 32,6 \text{ (г/моль)}.$$

Масу одного еквівалента солі $\text{Me}_n(\text{Acid})_k$ обчислюють:

$$E_{m(\text{солі})} = \frac{M_{\text{Г солі}}}{n_{\text{йонів металу}} \cdot B} \text{ (г)},$$

де n – кількість йонів металу, B – їхня валентність або

$$E_{m(\text{солі})} = \frac{M_{\text{Г солі}}}{B \cdot k_{\text{кислотн. зал.}}} \text{ (г)},$$

де k – кількість кислотних залишків, B – їхня валентність. Наприклад:

$$E_{m(\text{солі})} = \frac{M_{\text{Г солі}}}{n_{\text{йонів металу}} \cdot \text{Заряд йона металу}} \text{ (г)},$$

$$E_m \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = \frac{310}{3 \cdot 2} = 51,7 \text{ (г)}.$$

В обчисленнях замість маси еквівалентів газів можна використовувати об'єм еквівалентів (E_v) газів – це об'єм, який займає газувата речовина кількістю один еквівалент за нормальних умов.

Наприклад, якщо молярна маса 1 моль H_2 дорівнює 2 г, то маса еквіваленту водню дорівнює 1 г ($E_H = 2/2 = 1$ г). Якщо згідно з наслідком закону Авогадро 1 моль H_2 – займає об'єм 22,4 л, то об'єм одного еквіваленту H_2 становить:

$$E_v \text{H}_2 = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ (л/моль)}.$$

Враховуючи, що $E_{\text{мO}} = 8$ г/моль, а O_2 масою 32 г займає об'єм 22,4 л, то об'єм кисню O_2 кількістю один еквівалент дорівнює:

$$E_{\text{VO}_2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ (л/моль)}.$$

Закон еквівалентів: *маси речовин реагентів і маси речовин – утворених продуктів реакції, пропорційні молярним масам їхніх еквівалентів* (речовини реагують в еквівалентних кількостях):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2} \quad \text{або} \quad \frac{m}{V} = \frac{E_{\text{м}}}{E_{\text{v}}}.$$

Приклад № 6

Обчислити атомну масу двовалентного металу, з оксиду якого масою 14,2 г утворили сіль – сульфат масою 30,2 г.

Розв'язок: Позначивши еквівалент металу за $E_{\text{Ме}}$, згідно із законом еквівалентів можна записати:

$$\frac{m_{\text{оксиду}}}{m_{\text{сульфату}}} = \frac{E_{\text{Ме}} + 8}{E_{\text{Ме}} + 48},$$

де (48 – еквівалент сульфат-аніону). Отже:

$$A_{\text{r}} = 2 \cdot E_{\text{Ме}} = 2 \cdot 27,2 = 55 \text{ (г/моль)}.$$

Відповідь: 55 г/моль.

Приклад № 7

Обчислити об'єм (за н.у.) водню, утвореного внаслідок реакції металу масою 0,24 г з кислотою, якщо молярна маса еквіваленту металу дорівнює 12 г/моль.

Розв'язок: Враховуючи, що еквівалент водню масою 1 г займає об'єм 11,2 л (тобто об'єм еквівалента гідрогену дорівнює 11,2 л/моль), закон еквівалентів записуємо у такому вигляді:

$$\frac{m_{\text{Ме}}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{E_{\text{Ме}}}{E_{\text{H}_2}};$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{11,2 \cdot 0,24}{12} = 0,224 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 0,224 л.

Приклад № 8

Окисненням двовалентного металу масою 5 г одержали його оксид масою 5,913 г. Обчислити масу еквівалента металу і назвати метал.

Розв'язок: Якщо молярну масу еквівалента оксиду металу позначити як

$$E_{\text{MeO}} = E_{\text{Me}} + 8 \text{ (г/моль)},$$

то математичний вираз закону еквівалентів

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{MeO}}} = \frac{E_{\text{Me}}}{E_{\text{MeO}}}$$

набуває такий вигляд:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{MeO}}} = \frac{E_{\text{Me}}}{E_{\text{Me}} + 8},$$

а молярна маса еквівалента металу:

$$E_{\text{Me}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot (E_{\text{Me}} + 8)}{m_{\text{MeO}}} = \frac{5 \cdot (E_{\text{Me}} + 8)}{5,913},$$

$E_{\text{Me}} = 43,81 \text{ (г/моль)}$; $A_{\text{rMe}} = 43,81 \cdot 2 = 87,62 \text{ (г/моль)}$; Метал – Sr.

Відповідь: 43,81 г. Метал – Sr.

Встановлення формул хімічних речовин за кількісним складом

Найпростіша формула речовини показує лише кількісне відношення різних атомів у її складі, тому різні за своїми властивостями речовини можуть мати однакові найпростіші формули. Наприклад, бензен (C_6H_6) і ацетилен (C_2H_2) мають однакове відношення атомів Карбону та Гідрогену 1 : 1, Тож найпростіша формула CH . Для визначення найпростішої формули складної речовини достатньо знати її кількісний склад і атомні маси елементів, які її утворюють.

Приклад № 9

Внаслідок повного згоряння вуглеводню утворилися CO_2 масою 13,2 г і вода масою 6,25 г. Густина випарів вуглеводню за воднем дорівнює 43. Встановити молекулярну формулу речовини.

Розв'язок. Вуглеводень містить у своєму складі Карбон і Гідроген. Обчислюємо маси Карбону та Гідрогену, враховуючи вказані маси утворених CO_2 і H_2O , за відповідними пропорціями:

У CO_2 кількістю речовини 1 моль (44 г) міститься Карбон масою 12 г,

а в CO_2 масою 13,2 г $\rightarrow$ міститься Карбон масою x г,

$$x = \frac{12 \cdot 13,2}{44} = 3,6 \text{ (г)}.$$

Так само обчислюємо масу Гідрогену, що міститься у воді масою 6,25 г:

в H_2O кількістю речовини 1 моль (18 г) міститься Гідрогену 2 г

а в H_2O масою 6,25 г $\rightarrow$ Гідроген масою x г,

$$x = \frac{6,25 \cdot 2}{18} = 0,7 \text{ (г)}.$$

Отже, у вуглеводні міститься Карбон масою 3,6 г і Гідроген – масою 0,7 г.

Обчислюємо відношення числа атомів Карбону (x) до числа атомів Гідрогену (y) в молекулі речовини:

$$x : y = \frac{3,6}{12} : \frac{0,7}{1} ;$$

$$x : y = 0,3 : 0,7,$$

що суперечить закону кратних відношень. Зведемо відношення атомів Карбону та Гідрогену до простих цілих чисел (помноживши одержані числа на 10): $x : y = 3 : 7$.

Тож найпростіша формула сполуки – C_3H_7 . Такій формулі відповідає речовина, молекулярна маса якої становить 43. Обчислюємо молекулярну масу речовини за значенням її густини за воднем.

$$M_r = D_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} = 43 \cdot 2 = 86.$$

Отже, істинна молекулярна маса речовини у 2 рази більша від обчисленої за найпростішою формулою, тому молекулярна формула сполуки – C_6H_{14} .

Відповідь: C_6H_{14} .

Приклад № 10

У складі хімічної сполуки містяться Нітроген та Оксиген. Масові частки атомів елементів становлять: Нітрогену – 30,43%; Оксигену – 69,57%. Відносна густина випарів цієї речовини за воднем дорівнює 46. Встановити молекулярну формулу сполуки.

Розв'язок (варіант 1):

Обчислюємо відношення кількості атомів Нітрогену та Оксигену в найпростішій формулі:

$$x : y = \frac{30,43}{14} : \frac{69,57}{16} = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Найпростіша формула – NO₂. Істинну молекулярну масу речовини обчислюємо, враховуючи її густину за воднем

$$M_{\text{реч.}} = M_{\text{H}_2} \cdot D_{\text{H}_2} = 2 \cdot 46 = 92 \text{ (г/моль)}.$$

Молекулярна маса речовини, що відповідає найпростішій формулі, дорівнює $14 + 32 = 46$. Отже, істинна молекулярна маса у два рази більша за обчислену за найпростішою формулою, тому індекси біля символів елементів треба подвоїти. Істинна формула речовини має вигляд N₂O₄.

Розв'язок (варіант 2):

Обчислюємо молекулярну масу сполуки N_xO_y, враховуючи її густину за воднем

$$M_{\text{реч.}} = M_{\text{H}_2} \cdot D_{\text{H}_2} = 2 \cdot 46 = 92 \text{ (г/моль)}.$$

Знаючи масові частки Нітрогену та Оксигену, обчислимо їхні маси:

$$m(\text{N}) = M_{\text{р}} \cdot \omega(\text{N}) = 92 \cdot 0,3043 = 28 \text{ (г)},$$

$$m(\text{O}) = M_{\text{р}} \cdot \omega(\text{O}) = 92 \cdot 0,6957 = 64 \text{ (г)}.$$

Обчислимо відношення між числами атомів Нітрогену та Оксигену:

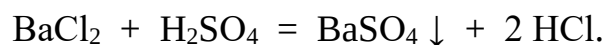
$$x : y = \frac{m(\text{N})}{A_{\text{r}}} : \frac{m(\text{O})}{A_{\text{r}}} = \frac{28}{14} : \frac{64}{16} = 2 : 4.$$

Отже, формула речовини – N₂O₄.

Відповідь: N₂O₄.

Стехіометричні обчислення

Для стехіометричних обчислень використовують закон збереження маси речовини. Якісно та кількісно суть хімічних перетворень у хімічних реакціях описують рівняннями реакцій:



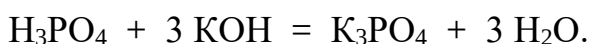
Згідно з рівнянням барій хлорид, масова частка якого становить 208,3 м.ч., у розчині реагує із сульфатною кислотою, масова частка якої становить 98 м.ч., внаслідок реакції утворюються барій сульфат, масова

частка якого – 233,3 м.ч., і хлоридна кислота, масова частка якої – 71 м.ч. Тобто маси реагентів і утворених продуктів реакції відносяться між собою як їхні молекулярні маси з врахуванням коефіцієнтів. Отже, у рівнянні хімічної реакції коефіцієнти відповідають числу моль реагентів. Якщо відомі маса та кількість речовини (моль) одного з реагентів, то складаючи відповідні пропорції, можна обчислити масу інших речовин у цій реакції. Якщо в реакції беруть участь гази, то рівняння реакції дозволяє обчислити відношення їхніх об'ємів.

Приклад № 11

Обчислити масу калій ортофосфату, утвореного внаслідок повної нейтралізації ортофосфатної кислоти калій гідроксидом масою 42 г.

Розв'язок. Записуємо рівняння реакції:



Обчислюємо молекулярні маси реагентів і складаємо пропорцію:

$$M_{\text{rK}_3\text{PO}_4} = 212 \text{ г/моль}, \quad M_{\text{rKOH}} = 56 \text{ г/моль},$$

K_3PO_4 масою 212 г утворюється, якщо реагує KOH масою 168 г (3 моль $\times$ 56 г),

а K_3PO_4 масою x г $\rightarrow$ KOH масою 42 г,

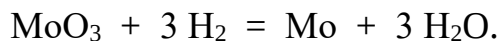
$$x = \frac{212 \cdot 42}{168} = 53 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 53 г.

Приклад № 12

Обчислити об'єм водню (за н.у.), який потрібно використати для відновлення металу з оксиду MoO_3 масою 125 г.

Розв'язок. Записуємо рівняння реакції:



Згідно з рівнянням реакції для відновлення металу з оксиду MoO_3 кількістю речовини 1 моль треба використати H_2 кількістю речовини 3 моль. Складаємо пропорцію:

MoO_3 масою 144 г реагує з H_2 об'ємом $3 \times 22,4$ л

а MoO_3 масою 125 г $\rightarrow$ з H_2 об'ємом x л ,

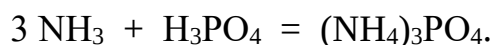
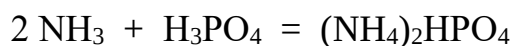
$$x = \frac{125 \cdot (3 \cdot 22,4)}{144} = 58,3 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 58,3 л.

Приклад № 13

Через розчин, у якому міститься ортофосфатна кислота масою 19,6 г, пропустили амоніак об'ємом 11,2 л (за н. у.). Встановити, які солі утворилися внаслідок реакції, та обчислити їхні маси.

Розв'язок. Залежно від кількості речовини амоніаку NH_3 , що реагував з ортофосфатною кислотою, записуємо такі рівняння реакцій:



Обчислюємо кількість речовини (моль) реагентів:

$$n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{19,6}{98} = 0,2 \text{ моль}.$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ моль}.$$

Отже, відношення кількості речовини реагентів становить:

$$0,5 : 0,2 = 2,5 : 1.$$

Тому беремо до уваги друге рівняння реакції, у якому відношення кількості речовини реагентів становить 2 : 1, і внаслідок реакції амоніаку кількістю речовини 0,4 моль з H_3PO_4 кількістю речовини 0,2 моль утвориться сіль $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ кількістю речовини 0,2 моль.

Амоніак кількістю речовини 0,1 моль залишився у надлишку, і на другій стадії амоніак буде реагувати вже з $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ з утворенням $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ за реакцією:



Згідно з рівнянням реакції амоніак кількістю речовини 0,1 моль утворює $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, теж кількістю речовини 0,1 моль, а от $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ кількістю речовини 0,1 моль залишиться невитраченим.

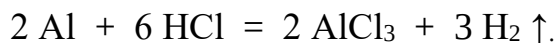
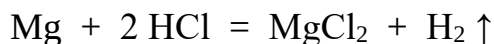
Враховуючи молярні маси солей $M_{(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4} = 132$, $M_{(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = 149$, обчислюємо масу утвореної внаслідок реакції солі $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ кількістю речовини 0,1 моль, яка становить 13,2 г, і масу солі $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ кількістю речовини 0,1 моль – 14,9 г.

Відповідь: маса $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – 13,2 г, маса $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ – 14,9 г.

Приклад № 14

Внаслідок реакції хлоридної кислоти зі стопом магнію з алюмінієм масою 1,2 г утворився газ об'ємом 1,42 л, виміряний за умов: $t = 23^{\circ}\text{C}$ і $P = 100,7$ кПа. Обчислити склад стопу у масових частках.

Розв'язок. Реакцію стопу з кислотою записуємо рівняннями:



Позначаємо масу алюмінію за x (г), а масу магнію як $(1,2 - x)$ (г). Складаємо дві пропорції:

1) Mg масою 24 г відновлює з кислоти H_2 об'ємом 22,4 л (за н.у.)

а Mg масою $(1,2 - x)$ (г) $\rightarrow$ H_2 об'ємом V_1 (л)

2) Al масою 2×27 г відновлює з кислоти H_2 об'ємом $3 \times 22,4$ л (за н.у.)

Al масою x (г) $\rightarrow$ H_2 об'ємом V_2 (л).

З першої пропорції

$$V_1 = \frac{22,4 \cdot (1,2 - x)}{24} ;$$

а з другої

$$V_2 = \frac{x \cdot 67,2}{2 \cdot 27}.$$

Сума об'ємів $V_1 + V_2 = V_0$ – об'єм водню (обчислений за н.у.), що утворився внаслідок реакції стопу з хлоридною кислотою.

Обчислимо, який об'єм за н.у. займає водень об'ємом 1,42 л, що був виміряний у реальних умовах, скориставшись рівнянням об'єднаного газового закону:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T},$$

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0 T}.$$

Підставляючи відомі числові значення, одержимо:

$$V_0 = \frac{100,7 \cdot 1,42 \cdot 273}{101,3 \cdot 300} = 1,28 \text{ (л)}.$$

Отже, $V_1 + V_2 = 1,28$ (л).

Обчислюємо масу алюмінію, позначену за x :

$$\frac{22,4 \cdot (1,2 - x)}{24} + \frac{x \cdot 67,2}{2 \cdot 27} = 1,28.$$

$$x = 0,51 \text{ (г)}.$$

Обчислюємо масову частку алюмінію:

Масу наважки стопу – 1,2 г приймаємо за 1 частку

а масу алюмінію 0,51 г → x частки.

$$x = \frac{0,51 \cdot 1}{1,2} = 0,425 \text{ (частки)},$$

отже, вміст магнію становить: $1,0 - 0,425 = 0,575$ (частки).

Відповідь: масова частка Al – 0,425; а масова частка Mg – 0,575.

Розрахункові задачі

1. Обчислити, у якій кількості речовини калієвої селітри KNO_3 міститься стільки ж атомів калію, скільки його є в калій хлориді KCl кількістю речовини 4 моль.
2. Обчислити, скільки молекул будь-якого газу займуть об'єм 150 мл за температури 27°C і тиску 5 атм.
3. Обчислити кількість речовини водню, утвореного внаслідок розкладання метану об'ємом 112 м^3 . Який об'єм займе утворений водень за н. у.?
4. Кристалогідрат натрій броміду масою 1,39 г помістили у розчин, який містить надлишок аргентум нітрату, і отримали осад нерозчинної речовини масою 1,88 г. Визначити формулу кристалогідрату.
5. Обчислити масову частку кальцію та кристалізаційної води в гіпсі $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$.
6. Обчислити кількість молекул, які містяться у воді масою 54 г, а також масу 1 молекули води.
7. Обчислити кількість речовин, які містяться у повітрі об'ємом 1 м^3 (за н. у.), якщо склад повітря (в об'ємних частках) – 78 % N_2 , 21 % O_2 та 1 % Ar. Обчислити масу повітря об'ємом 1 м^3 .
8. Обчислити масову частку (у %) карбону у вугіллі, якщо внаслідок спалювання вугілля масою 1 кг утворився вуглекислий газ об'ємом $1,12 \text{ м}^3$ (за н. у.). Припустіть, що домішки у вугіллі непальні.

9. Обчислити кількість речовини газу та кількість молекул карбон(IV) оксиду, що займають об'єм 2,24 л (за н. у.).
10. Обчислити кількість речовини солі, утвореної внаслідок реакції калій оксиду масою 141 г з хром(VI) оксидом кількістю речовини 1,5 моль.
11. Залізом масою 7 г відновлено з кислоти водень об'ємом 2,8 л (за н. у.). Визначити валентність феруму в утвореній сполуці.
12. В оксиді хлору масою 3,66 г міститься хлор масою 1,42 г. Встановити формулу оксиду.
13. Обчислити об'єм (за н.у.) кисню, утвореного внаслідок повного розкладення бертолетової солі кількістю речовини 1 моль.
14. Обчислити об'єм газу HCl (за н. у.), який необхідно розчинити у воді, щоб одержаної кислоти вистачило для реакції з оксидом ZnO кількістю речовини 0,45 моль.
15. Обчислити масу ферум(II) сульфату і води, що містяться в залізному купоросі $\text{FeSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$ кількістю речовини 1,2 моль.
16. Внаслідок спалювання невідомої речовини утворилися вода масою 0,27 г і азот об'ємом 168 мл (за н. у.). Встановити формулу молекули речовини, якщо густина її випарів за повітрям становить 1,1.
17. Внаслідок спалювання органічної речовини масою 8 г утворилися карбон(IV) оксид масою 11,73 г і вода масою 4,8 г. Встановити формулу молекули речовини, якщо її випари масою 8 г займають об'єм 5,97 л (за н. у.).
18. Обчислити кількісні характеристики ацетилену C_2H_2 :
 - 1) масу газу об'ємом 1 л за н. у.;
 - 2) який об'єм займе газ обчисленої маси за температури $t = 17^\circ\text{C}$ і тиску $P = 3 \text{ атм}$;
 - 3) відносну густина ацетилену за воднем і за повітрям.
19. У сталевому циліндрі міститься суміш водню та кисню однакових об'ємів за умов: $P = 0,5 \text{ атм}$ і $t = 150^\circ\text{C}$. Обчислити тиск, який встановиться після вибуху суміші та приведення вмісту циліндра до початкових умов.
20. Об'єм гумової камери автомобільної шини дорівнює $0,040 \text{ м}^3$. Обчислити тиск у камері, якщо за температури 17°C у ній міститься повітря масою 160 г.

21. Внаслідок нагрівання речовини масою 1 г утворився кисень масою 0,45 г, а у твердому залишку – NaCl. Встановити формулу сполуки.
22. Органічна речовина містить 85,71% карбону та 14,29% гідрогену. Встановити молекулярну формулу речовини масою 42 г, яка за температури 127°C і тиску 5 атм займає об'єм 3,28 л.
23. Обчислити об'ємну частку (у %) хлору в суміші з азотом, якщо, пропускаючи цю суміш об'ємом 2 л (за н. у.) через надлишок розчину калій йодиду, одержали йод масою 0,254 г.
24. Обчислити молярну масу газу масою 0,750 г, який за температури 20°C і тиску $0,989 \cdot 10^5$ Па займає об'єм 4,62 л. Назвати газ.
25. Обчислити кількість речовини гідроген хлориду, необхідного для утворення водню об'ємом 174 мл за умов: 1) $P = 755$ мм рт. ст., $t = 14^\circ\text{C}$; 2) $P = 100,4$ кПа, $t = 25^\circ\text{C}$.
26. Обчислити об'єм (за н. у.), який займає суміш, що складається із кисню кількістю речовини 1,44 моль, азоту – 1,83 моль, карбон(IV) оксиду – 1,13 моль і сульфур(IV) оксиду – 0,60 моль.
27. Суміш сульфур(IV) оксиду об'ємом 20 л і кисню об'ємом 7,4 л (за н. у.) пропустили через контактний апарат. Обчислити кількість речовини утвореного внаслідок реакції сульфур(VI) оксиду.
28. Для спалювання суміші пропану та бутану об'ємом 20 л витратили кисень об'ємом 124 л. Обчислити кількісний склад утвореної суміші газів за н. у.
29. Обчислити густину за воднем газової суміші (за н.у.), що складається з аргону об'ємом 56 л і азоту об'ємом 28 л.
30. Обчислити склад газової суміші, що містить водень і кисень, якщо відносна густина суміші за воднем становить 10.
31. Обчислити склад газової суміші, що містить азот і водень, якщо за температури 127°C і тиску 10 атм її густина становить 1,28 г/л.
32. Обчислити об'єм кисню, необхідного для спалювання суміші газів об'ємом 20 л, густина якої за воднем – 12, а у складі суміші містяться етан і метан.
33. Обчислити об'єм водню (за н. у.), використаного для відновлення металу з оксиду масою 56 г. Масова частка металу в оксиді становить 71,43%. Обчислити масу еквівалента металу і назвати метал.

- 34.Окисненням металу масою 8,71 г одержали його оксид масою 9,71 г. Обчислити молярну масу еквівалента металу.
- 35.Внаслідок відновлення металу воднем з оксиду металу масою 1,34 г утворилася вода масою 0,323 г. Обчислити масу еквівалента металу.
- 36.Внаслідок реакції металу А масою 1,4 г із азотом повітря утворився нітрид складу A_3N масою 2,33 г. Обчислити молярну масу еквівалента металу та визначити метал.
- 37.Внаслідок реакції хлориду невідомого металу масою 0,246 г із аргентум нітратом у розчині, утворився аргентум хлорид масою 0,430 г. Обчислити масу еквівалента металу і назвати метал.
- 38.Обчислити масу магнію, необхідного для одержання водню об'ємом 190 мл ($t = 16^\circ C$, $P = 96,5$ кПа) у реакції з кислотою.
- 39.Обчислити молекулярну масу газу, якщо цей газ масою 33,05 г за температури $20^\circ C$ і тиску 100 кПа займає об'єм 18,3 л.
- 40.Хімічний склад звичайного скла переважно виражають формулою $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Обчислити масу річкового піску, що містить 10% домішок, необхідного для виробництва скла масою 1 т.
- 41.Обчислити масу колчедану, масова частка Сульфуру в якому становить 45%, необхідного для виробництва сульфатної кислоти масою 10 т. Втрати Сульфуру у виробничому процесі сягають 5%.
- 42.Для повного спалювання речовини, що містить Карбон і Гідроген, об'ємом 1 л використали кисень об'ємом 6 л. Внаслідок реакції утворилися вуглекислий газ об'ємом 4 л і водяна пара об'ємом 4 л, виміряні за однакових умов. Встановити формулу вуглеводню.
- 43.Обчислити масу твердого залишку, який утворився внаслідок термічного розкладу вапняку масою 16 кг, що містить 6% домішок.
- 44.Для одержання цинк сульфід у нагріли суміш, що містила цинк масою 6,5 г і сірку масою 4,0 г. Внаслідок реакції утворився продукт масою 9,7 г і залишилася сірка масою 0,8 г. Чи суперечить реакція закону збереження маси речовин?
- 45.Обчислити масу нерозчинної солі, яка утвориться внаслідок змішування розчинів, що містять калій сульфат кількістю речовини 0,8 моль і барій нітрат масою 234,9 г. Встановити, які солі міститимуться в одержаному розчині.

Лабораторна робота № 1

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТУ МАГНІЮ

Методика експерименту

Скласти прилад, як показано на рис. 1. Заповнити кристалізатор водою на $\frac{2}{3}$ його висоти. Мірний циліндр заповнити водою повністю до країв. Закрити циліндр правою рукою та, притримуючи його лівою, обережно перевернути догори дном і поступово занурити отвором у кристалізатор з водою. Циліндр закріпити вертикально у штативі та опустити майже до самого дна. Кінець газовідвідної трубки підвести під циліндр з водою так, щоб не перетиснути її краєм циліндра.

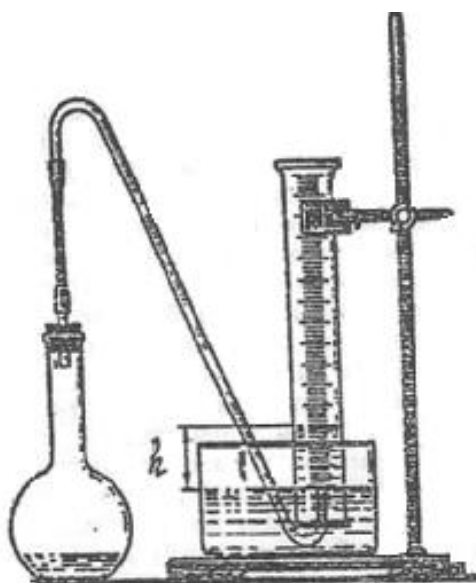


Рис. 1. Схема приладу.

У плоскодонну колбу місткістю 250 мл налити розведену ортофосфатну кислоту (або хлоридну кислоту) об'ємом 20 мл так, щоб не змочити горло колби. Тримаючи колбу з кислотою горизонтально, на суху стінку горла колби помістити наважку магнію, загорнену в клаптик фільтрувального паперу. Гумовий корок газовідвідної трубки щільно вставити в отвір колби. Перевірити герметичність приладу. Колбу поставити вертикально та обережно струсити магній разом з папером у розчин кислоти. Для прискорення реакції металу з кислотою реакційну суміш у колбі обережно перемішувати, притримуючи газовідвідну трубку біля стінки кристалізатора, щоб не вислизнула.

Записати рівняння реакції.

По закінченні реакції за об'ємом витісненої з циліндра води визначити об'єм утвореного газу та виміряти лінійкою висоту водяного стовпчика від поверхні води у кристалізаторі до поверхні води у циліндрі.

Після завершення експерименту розібрати прилад.

Одержані результати записати у таблицю:

1.	Маса магнію, m		г
2.	Об'єм водню, V		см ³
3.	Атмосферний тиск, P _{атм} (за барометром)		кПа
4.	Кімнатна температура, t (за термометром)		°C
5.	Висота водяного стовпчика, h _в		мм
6.	Тиск насиченої пари води за кімнатної температури, P _{вод.пари} (таблиця, додаток Г)		кПа

Об'єм, який займатиме утворений водень за нормальних умов (н. у.), обчислити за рівнянням об'єднаного газового закону (рівняння Клапейрона):

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T},$$

де $T_0 = 273 \text{ K}$, $P_0 = 101,325 \text{ кПа}$, $T = 273 \text{ K} + t^\circ\text{C}$,

$$P = P_{\text{атм}} - P_{\text{води}} - P_{\text{вод.пари}},$$

де $P_{\text{вод. пари}}$ – тиск насиченої водяної пари у рівновазі з водою;

$$P_{\text{води}} = \frac{h_{\text{в}} \cdot \rho_{\text{води}}}{\rho_{\text{ртуті}}} \text{ (мм рт. ст.)}.$$

Для обчислення тиску водяного стовпчика в одиницях вимірювання мм рт. ст. або кПа використати:

густину ртуті $\rho_{\text{ртуті}} = 13,6 \text{ г/см}^3$,

густину води $\rho_{\text{води}} = 1 \text{ г/см}^3$,

1 мм рт. ст. = 0,1333 кПа.

Масу еквівалента металу обчислити згідно із законом еквівалентів за відношенням:

$$\frac{m}{V_0} = \frac{E_{\text{м експ.}}}{11200},$$

де 11200 – об'єм 1 еквівалента водню за нормальних умов, см³.

Абсолютну та відносну похибки обчислити за формулами:

$$|\Delta x| = |E_{\text{м теор.}} - E_{\text{м експ.}}| = \left| \frac{24,31}{2} - E_{\text{м експ.}} \right|$$

$$\eta_{(\text{в } \%)} = \frac{|\Delta x|}{12,16} \cdot 100\%,$$

де 24,31 – відносна атомна маса магнію, а 2 – валентність магнію.

Завдання для перевірки знань

1. Пояснити фізичний зміст рівняння об'єднаного газового закону.
2. Які числові значення P_0 і T_0 ?
3. За яким рівнянням можна обчислити $V_0(\text{H}_2)$?
4. Як можна обчислити $V(\text{H}_2)$, T ?
5. За яким рівнянням і чому треба обчислювати тиск водню $P(\text{H}_2)$ у циліндрі?
6. Як і навіщо обчислювати тиск водяного стовпчика?
7. Як за допомогою значення висоти водяного стовпчика обчислити значення висоти ртутного стовпчика?
8. Як обчислити об'єм, який займає водень кількістю 1 еквівалент?
9. Який математичний вираз закону еквівалентів і чому використано для обчислення у цій роботі?
10. Як обчислити молярну масу еквівалента магнію?
11. Як обчислити абсолютну та відносну похибки у визначенні молярної маси еквівалента магнію?

Розрахункові задачі

1. Молярна маса еквіваленту невідомого металу дорівнює 9 г/моль. Обчислити масу цього металу, використаного для відновлення з кислоти водню об'ємом 22,4 л (за н. у.).
2. Обчислити об'єм водню, який відновиться внаслідок реакції магнію масою 0,190 г з хлоридною кислотою у надлишку за умов: $t = 15^\circ\text{C}$, $P = 755$ мм рт. ст.
3. Метал, молярна маса еквіваленту якого дорівнює 20 г/моль, відновив з кислоти водень об'ємом 448 мл (за н. у.). Обчислити масу використаного металу.

4. Обчислити масу магнію, використаного для одержання водню об'ємом 189 мл за умов: $t = 19^{\circ}\text{C}$, $P = 1,05 \text{ атм}$.
5. Обчислити необхідну кількість речовини хлороводню у кислоті для одержання водню об'ємом 180 мл за умов: $t = 18^{\circ}\text{C}$, $P = 100,45 \text{ кПа}$.
6. Обчислити молярну масу еквівалента металу, якщо цей метал масою 0,6 г відновив з кислоти водень об'ємом 565,6 мл, виміряним за температури 22°C і тиску 108,4 кПа. Встановити метал.
7. Обчислити молярну масу еквівалента металу, якщо цей метал масою 0,180 г відновив з кислоти водень об'ємом 96 мл, виміряним за температури 17°C і атмосферного тиску. За температури 17°C тиск насиченої водяної пари дорівнює 14,50 мм рт. ст.
8. У газометрі над водою міститься кисень об'ємом 7,4 л за температури 23°C і тиску 781 мм рт. ст. Тиск водяної пари за цієї температури дорівнює 21 мм рт. ст. Обчислити об'єм, який займе кисень у газометрі за н. у., та його масу.
9. Обчислити об'єм водню (за $t = 25^{\circ}\text{C}$ і $P = 100,4 \text{ кПа}$), утвореного внаслідок реакції магнію масою 0,205 г з хлоридною кислотою у надлишку.
10. Обчислити, який об'єм за температури 20°C і тиску 250 кПа займає газ кількістю речовини 3 моль.
11. Обчислити кількість речовини газу, який за температури 27°C і тиску 3 атм займає об'єм 10 л.
12. Обчислити кількість молекул у газуватій речовині, що за температури 27°C і тиску 750 мм рт. ст. займає об'єм 2,5 л.
13. За температури 17°C газ займає об'єм 700 мл. Обчислити об'єм, який займе цей газ за температури 100°C .
14. Тиск газу в закритій посудині за температури 12°C становить 96,8 кПа. Обчислити, який тиск буде в посудині, якщо газ нагріти до температури 70°C .
15. Окисненням двовалентного металу масою 1,6 г отримали його оксид масою 2 г. Обчислити молярну масу еквівалента металу і назвати метал.

БУДОВА АТОМА. РАДІОАКТИВНІСТЬ

План до теми:

1. Ранні уявлення про будову атома.
2. Поняття про електрон і ядро атома. Атомна орбіталь.
3. Закон Г. Мозлі. Принцип невизначеності В. Гайзенберга.
4. Дослід Е. Резерфорда. Теорія будови атома Е. Резерфорда та її недоліки.
5. Основи теорії будови атома Н. Бора.
6. Квантові числа стану електрона в атомі: головне, орбітальне, магнітне і спінове. Квантові числа та їх фізичний зміст.
7. Багатоелектронні атоми. Правила заповнення орбіталей. Принцип В. Паулі. Правило Ф. Гунда. Правила В. Клечковського. Електронні конфігурації елементів.
8. Електронна будова атомів і властивості хімічних елементів. Йони. Енергія йонізації. Енергії йонізації атомів. Спорідненість атомів до електрона. Електронегативність.
9. Радіоактивність. Радіоактивне випромінювання. Роботи А. Беккереля, М. Склодовської-Кюрі. Види радіоактивного розпаду. Одиниці радіоактивності. Екологічні проблеми радіоактивного забруднення довкілля.

До кінця XIX ст. у хімії панували метафізичні уявлення про атом. Вважали, що атом – це найменша хімічно неподільна частинка простої речовини. Завдяки дослідженням багатьох учених було встановлено, що атом подільний і є складною системою. Найважливішими з досліджень, які лягли в основу створення теорії будови атома, є відкриття електрона та явища радіоактивності.

Перші відомості про складність будови атома було отримано під час дослідження катодного випромінювання, яке утворюється внаслідок проходження електричного струму крізь розріджені газу. Катодне випромінювання виникає у безповітряному просторі скляної посудини з впаєними металевими катодом і анодом, до яких підведено високу напругу. Дослідження явища відхилення катодних променів у

магнітному та електричному полях привело до висновку, що ці промені є потоком найдрібніших заряджених часточок – електронів. Згодом було визначено заряд ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл) і масу ($9,109 \cdot 10^{-31}$ кг) електрона.

Надзвичайно важливе значення у встановленні складної будови атома мало відкриття і вивчення явища радіоактивності. Досліджуючи дію різних речовин на фотопластинку вчені А. Беккерель, М. Склодовська-Кюрі та П. Кюрі помітили, що сполуки урану й торію випромінюють невидимі промені, які, проникаючи крізь папір, дерево, тонкі пластинки металу, спричиняють почорніння фотографічної пластинки. Здатність елементів випромінювати такі невидимі для ока промені, які йонізують повітря, називається *радіоактивністю*, а відповідні елементи називаються радіоактивними.

Вивчаючи природу радіоактивного випромінювання англійський фізик Е. Разерфорд встановив, що воно є неоднорідним (під дією магнітного поля, розщеплюється на три пучки). Промені, які не відхиляються у магнітному полі, а отже не несуть електричний заряд, називаються *γ -променями*. Це жорсткі електромагнітні промені, що характеризуються значною проникністю. Промені, які відхиляються до позитивного полюса, є негативно зарядженими частинками малої маси та називаються *β -променями*. Це – потік електронів. Промені, які відхиляються до негативного полюса, є позитивно зарядженими частинками значної маси і називаються *α -променями*.

Перші моделі атома

Результати дослідження радіоактивності і катодного випромінювання продемонстрували, що у складі атомів елементів є негативно заряджені електрони. Оскільки атоми електронейтральні, то вони повинні містити таку саму кількість позитивних зарядів, як і електронів. Першу модель атома у 1903 році запропонував Дж. Томсон. Атом мав вигляд суцільної позитивно зарядженої сфери, в якій розміщені незначні за розмірами негативно заряджені електрони. Ця модель могла пояснити лише такі властивості атома як випромінювання, розсіювання, поглинання світла, проте більшість результатів експериментів Е. Разерфорда вона пояснити не могла.

Е. Разерфорд у 1911 році запропонував ядерну модель атома з такими основними ознаками:

- в центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, в якому зосереджена переважна частина маси атома;
- навколо ядра рухаються електрони;
- позитивний заряд ядра нейтралізується сумарним негативним зарядом електронів, тож атом є електронейтральним;
- між ядром і електронами діє електростатична (кулонівська) сила притягання, врівноважена відцентровою силою, що виникає внаслідок руху електронів.

Ядерною моделлю атома Е.Розерфорда вдалося підтвердити результати великої кількості експериментів, але неможливо було пояснити виникнення лінійчастих спектрів атомів. Відомо, що пропущений через скляну або кварцову призму сонячний промінь розкладається, і на екрані, поставленому за призмою, з'являється кольорова смуга, що містить усі барви веселки у безперервній послідовності. Це пояснюється тим, що білий промінь складається з електромагнітних хвиль різної довжини, які під час проходження крізь призму неоднаково заломлюються і потрапляють на різні місця екрана. Такий спектр називається суцільним. Його утворюють нагріті до високої температури тіла або рідини.

Світло, випромінене розжареним газом або леткими випарами, складається з електромагнітних хвиль різної довжини, що утворюють спектри з окремих ліній. Такі спектри називаються *лінійчастими (атомними)* спектрами. Кожному хімічному елементу відповідає свій атомний спектр. Так, випари металу калію випромінюють спектр, що складається з трьох ліній: двох червоних і однієї фіолетової; спектр водню містить п'ять ліній: червону, зелену, синю та дві фіолетові.

Основні положення теорії будови атома Н. Бора

У 1913 р. датський фізик Н. Бор, враховуючи наукові досягнення вчених-попередників, зокрема: лінійчастий характер атомних спектрів, ядерну модель Е. Розерфорда, а також квантову теорію світла ($E = h\nu$, де E – кількість енергії; ν – частота коливань; $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж – стала Планка), створив свою теорію будови атома та на прикладі будови атома Гідрогену сформулював основні її положення у вигляді постулатів.

Перший постулат Бора: *електрони можуть обертатися навколо ядра атома не будь як, а лише по сферичних орбітах, які називаються стаціонарними або квантовими орбіталями.*

Другий постулат Бора: *електрон не випромінює енергію, перебуваючи та обертаючись у стаціонарних орбіталах.*

Третій постулат Бора: *лише під час переміщення з однієї стаціонарної орбітали в іншу електрон випромінює або поглинає енергію, величина якої дорівнює різниці енергії атома в кінцевому і початковому станах. Стан, у якому атом має найменший запас енергії називається основним.*

Щоб перемістити електрон у віддаленішу від ядра орбіталь, треба подолати сили тяжіння електрона до позитивно зарядженого ядра, що потребує затрати енергії. Такий процес супроводжується поглинанням кванта енергії. Енергія атома під час такого переміщення збільшується, і стан атома змінюється на збуджений. Повернення електрона до початкового (основного) стану зумовлює зменшення енергії атома, тому виділяється квант електромагнітного випромінювання.

Хвильова природа електрона

Теорія будови атома Н. Бора була достатньо наочною і зручною. Згідно з теорією електрони в атомі рухаються по сферичних орбіталах, а електрон є класичною матеріальною частинкою. Проте нові дослідження Л. Де Бройля, Е. Шредінгера та В. Гайзенберга, а також нові уявлення про електрон примусили науковців відмовитися від прийнятої раніше моделі атома, згідно з якою електрон рухається у сферичних або еліптичних орбітах, а розглядати електрон одночасно і як частинку, і як хвилю, тобто *електрон виявляє корпускулярно-хвильову двоїстість*.

Рух електрона має хвильовий характер, тому квантова механіка описує цей рух в атомі за допомогою хвильової функції ψ , яка набуває різних значень у різних точках атомного простору. Рух електронної хвилі кількісно характеризується амплітудою ψ , яку можна обчислити з диференціального рівняння Е. Шредінгера:

$$\frac{\partial^2 \psi^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi^2}{\partial z^2} + \frac{8\pi m}{h^2} (E-U)\psi = 0 ,$$

де m – маса електрона; h – стала Планка; E – повна енергія електрона; U – потенціальна енергія електрона. Квадрат амплітуди ψ^2 виражає ймовірність перебування електрона у конкретній точці простору в атомі, а величина $\psi^2 dv$ – ймовірність перебування електрона в елементі об'єму dv .

Сфера найімовірнішого перебування електрона, ніби «розмита» на певній відстані навколо ядра, називається *орбіталлю*.

Орбіталь – математичне поняття, зміст якого випливає з хвильового рівняння. Тобто, хвильова функція є результатом розв’язку рівняння Е. Шредингера і називається орбіталлю.

Квантові числа

Згідно з квантово-механічною теорією стан електрона в атомі описується значенням чотирьох квантових чисел: n – головного, l – орбітального, m_l – магнітного і s – спінового.

Головне квантове число n – визначає енергію електрона на енергетичному рівні та радіус квантового рівня (середню відстань від ядра до ділянки максимальної електронної густини). Головне квантове число може мати цілочислові додатні значення 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 і так до нескінченності. Числовим значенням головного квантового числа визначається енергетичний рівень електрона в атомі. Енергетичні рівні електрона в атомі, що відповідають різним значенням n , прийнято позначати великими латинськими буквами:

головне квантове число, n	1	2	3	4	5	6	7
енергетичний рівень	K	L	M	N	O	P	Q

Орбітальне (азимутальне) квантове число l визначає енергію електрона на підрівні або характеризує форму атомних орбіталей. Воно відповідає значенню орбітального моменту кількості руху електрона і може мати значення від 0 до $(n - 1)$. Кожному числу l відповідає підрівень, який позначається цифрами і маленькими латинськими буквами:

орбітальне квантове число, l	0	1	2	3
енергетичний підрівень	s	p	d	f

Максимально можлива кількість підрівнів для кожного енергетичного рівня дорівнює номеру цього рівня, тобто величині головного квантового числа. Наприклад, на першому енергетичному рівні, що характеризується головним квантовим числом $n = 1$, може бути лише один підрівень з орбітальним квантовим числом $l = 0$. На другому

енергетичному рівні ($n = 2$) можуть бути два підрівні, яким відповідають квантові числа $l = 0$; $l = 1$ і т.д.

За допомогою квантово-механічних розрахунків встановлено, що s -орбіталі мають форму сфери; p -орбіталі – форму об'ємної гантелі, d -орбіталі – подвійної об'ємної гантелі або об'ємної гантелі з тороїдом, f -орбіталі – ще складнішої форми.

Стан електрона в атомі, що відповідає значенням n і l записують так: спочатку цифрою позначають головне квантове число, а потім буквою – орбітальне квантове число.

Наприклад: у позначеннях підрівнів

$3s$ $n = 3$, а $l = 0$;

$4p$ $n = 4$; $l = 1$;

$4d$ $n = 4$; $l = 2$.

Магнітне квантове число m_l – характеризує просторове розміщення атомних орбіталей у магнітному полі. Магнітне квантове число m_l може мати цілочислові значення: від $+l$, 0 , до $-l$.

Кількість значень магнітного квантового числа залежить від орбітального квантового числа і показує скільки може бути орбіталей з конкретним значенням l .

Так, для електронів s -орбіталі $l_n = 0$, то $m_l = 0$;

для електронів p -орбіталі $l = 1$; m_l має три значення $+1$, 0 , -1 (три p -орбіталі);

для електронів d -орбіталі $l = 2$; m_l має п'ять значень: $+2$, $+1$, 0 , -1 , -2 (п'ять d -орбіталей);

для електронів f -орбіталі $l = 3$; m_l має сім значень: $+3$, $+2$, $+1$, 0 , -1 , -2 , -3 (сім f -орбіталей).

Орбіталі з однаковою енергією називаються виродженими, тому p -стан вироджено тричі; d -стан п'ять разів; f -стан сім разів тощо.

На відміну від сферичної s -орбіталі p -, d - і f -орбіталі мають відповідний напрямок у просторі. Так, гантелеподібні p -орбіталі зорієнтовані вздовж відповідних осей координат $x-x''$, $y-y''$ і $z-z''$ і позначаються, відповідно, p_x , p_y і p_z . Із п'яти d -орбіталей, що мають форму подвійної гантелі, три збігаються з напрямком осей координат, а дві розташовані між осями координат. Форма f -орбіталей ще складніша.

Кожну орбіталь графічно зображують у вигляді квадрата $\square$.

Так, може бути одна s -орбіталь $\square$; p -орбіталей – три $\square\square\square$; d -орбіталей – п'ять $\square\square\square\square\square$; f -орбіталей – сім $\square\square\square\square\square\square\square$.

Спін – квантове число S_m або s – власна характеристика електрона, виражена числовими значеннями $+1/2$ або $-1/2$. Спін зображують протилежно спрямованими стрілками $\downarrow\uparrow$ або $\uparrow\downarrow$.

Електронні структури (формули конфігурації) атомів

У процесі заповнення електронних рівнів і підрівнів атома в основному стані витримується принцип найменшого запасу енергії, тобто: найбільш стійкому стану електрона в атомі відповідає мінімальна енергія. Тому заповнення енергетичних рівнів починається з тих, які характеризуються найменшим значенням енергії. В. Клечковський встановив, що енергія електрона збільшується відповідно до збільшення суми головного і орбітального квантових чисел $(n + l)$. Відповідно до цього він сформулював своє **перше правило**: *заповнення атомних орбіталей відбувається у порядку збільшення суми головного та орбітального квантових чисел*. За однакових величин суми $(n + l)$ енергія електрона тим вища, чим більше значення головного квантового числа n . У таких випадках порядок заповнення електронами енергетичних підрівнів визначається **другим правилом** Клечковського: *за однакових значень суми $(n + l)$ заповнення орбіталей відбувається послідовно у напрямку збільшення головного квантового числа*.

У багатоелектронних атомах заповнення електронами всіх енергетичних рівнів і підрівнів залежно від їхньої енергії відбувається у такій послідовності:

$$1s - 2s - 2p - 3s - 3p - 4s - 3d - 4p - 5s - 4d - 5p - 6s - 4f - 5d - 6p - 7s - 5f - 6d - 7p.$$

На кожному наступному енергетичному рівні енергія електронів більша, ніж на попередньому. У межах енергетичного рівня енергія електронів збільшується під час їх переміщення з s -орбіталі у p -орбіталь або з p -орбіталі у d -орбіталь.

Під час заповнення енергетичних рівнів, окрім збереження найменшого запасу енергії, виконується ще й **принцип Паулі** (або заборона Паулі) згідно з яким: *в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел*.

Це означає, що в кожній атомній орбіталі, яка характеризується конкретними значеннями n , l_n і m_l , може перебувати не більше двох

електронів, спіни яких мають протилежні знаки. Згідно з принципом Паулі можна встановити максимально можливе число електронів на кожному рівні та підрівні. Наприклад, на першому енергетичному рівні значення головного квантового числа $n = 1$, орбітальне квантове число $l = 0$ і магнітне квантове число $m_l = 0$. Отже, на першому енергетичному рівні на s -підрівні можуть перебувати лише 2 електрони з протилежними спінами.

$$n = 1; l = 0; m_l = 0; s = +1/2.$$

$$n = 1; l = 0; m_l = 0; s = -1/2.$$

На другому енергетичному рівні перебувають 8 електронів: на s -підрівні – два електрони та на p -підрівні – шість, по 2 електрони у кожній p -орбіталі. Легко обчислити, що на третьому енергетичному рівні можуть перебувати максимум – 18 електронів, з них на s -підрівні – 2 електрони, на p -підрівні – 6 електронів і на d -підрівні (п'ять d -орбіталей) – 10 електронів. А починаючи з четвертого енергетичного рівня, 32 електрони можуть розміщуватися на s -підрівні – 2 електрони, на p -підрівні – 6 електронів, на d -підрівні – 10 електронів і на f -підрівні (сім f -орбіталей) – 14 електронів. Отже, максимальна кількість електронів на енергетичному рівні – $2n^2$ (n – номер рівня).

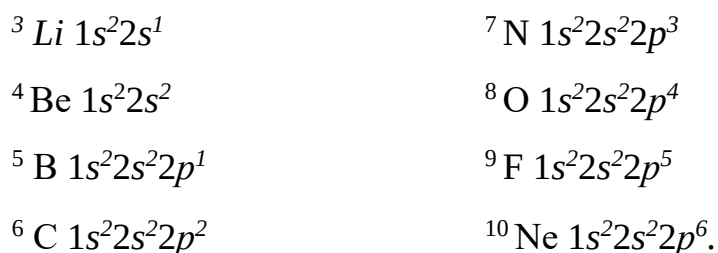
Заповнення орбіталей електронами відбувається згідно з **правилом Гунда**: сумарне спінове число кожного рівня має бути максимальним. Наприклад, якщо атом має три електрони на p -підрівні, то вони розміщуються у p_x , p_y і p_z орбіталях, тобто спочатку по одному електрону з однонапрямленими (паралельними) спінами у кожній орбіталі. Зі збільшенням кількості електронів орбіталі заповнюються електронами з протилежно напрямленими (антипаралельними) спінами.

Розміщення електронів на підрівнях в орбіталях називається електронною конфігурацією. У записі електронної конфігурації вказують числове значення енергетичного рівня (значення головного квантового числа 1, 2, 3...), далі підрівень малими латинськими буквами s -, p -, d -, f -, а число електронів на підрівні позначають малими арабськими цифрами у верхньому правому індексі. Наприклад, розподіл електронів на третьому енергетичному рівні: $3s^2 3p^6 3d^{10}$.

Місце кожного елемента у таблиці Періодичної системи залежить від будови енергетичних рівнів і підрівнів у їхніх атомах.

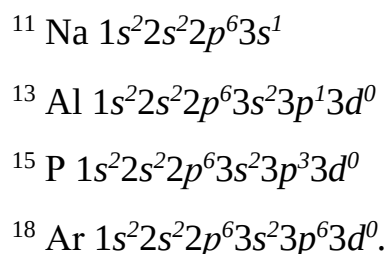
У першому періоді розміщено два елементи: Н ($Z = 1$) і Не ($Z = 2$). У атомах цих елементів заповнюється К-рівень ($n = 1$). Електронна будова атома Гідрогену записується так: ${}^1\text{H}$, $1s^1$. Атом Гелію має два електрони: ${}^2\text{He}$, $1s^2$. Отже, *елементи, в атомах яких у процесі заповнення перебувають s-орбіталі, називаються s-елементами, тобто перший період складається з двох s-елементів.*

У другому і третьому періодах містяться по вісім елементів. У атомах елементів другого періоду заповнюється L-рівень ($n = 2$).



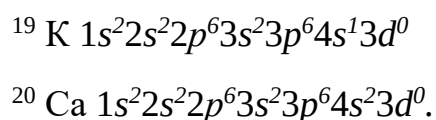
Атомом Не завершується другий період таблиці Періодичної системи елементів і заповнення другого L-енергетичного рівня. Другий період налічує 2 s-елементи і 6 p-елементів. *Елементи, в атомах яких електрони заповнюють p-орбіталі, називаються p-елементами.*

У атомах елементів третього періоду заповнюється електронами М-рівень ($n = 3$), який складається з 3s, 3p та 3d-орбіталей.

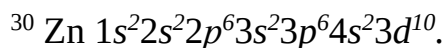
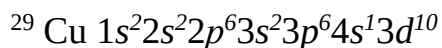
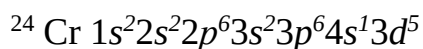
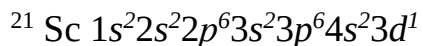


У третьому періоді розміщено два s-елементи і шість p-елементів.

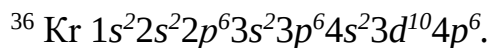
У четвертому і п'ятому періодах міститься по 18 елементів. У атомах елементів четвертого періоду заповнюється N рівень ($n = 4$). У атомах перших двох елементів К і Са заповнюється 4s-орбіталь. Вакантна 3d-орбіталь екранована енергетичним рівнем $3s^2 3p^6$. Завдяки відштовхуванню від цього рівня 19-го електрона Калію і 20-го електрона атома Кальцію більш енергетично вигідним є 4s-стан, ($n = 4$; $l = 0$; $n + 1 = 4$) ніж 3d-стан ($n = 3$; $l = 2$; $n + 1 = 5$), тому 4s-орбіталь заповнюється електронами раніше, ніж 3d-орбіталь:



Починаючи з елемента четвертого періоду третьої групи Sc, починає заповнюватися 3d-підрівень, який завершується в атомі Купруму:



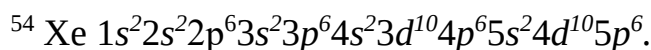
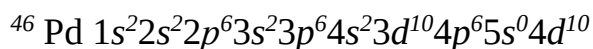
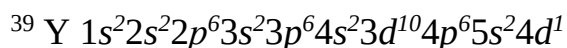
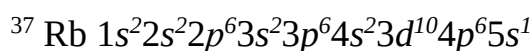
Лише по закінченні заповнення 3d-орбіталі в атомах елементів Ga – Kr заповнюється електронами 4p-орбіталі. Четвертий період завершується елементом Криптоном, що належить до інертних елементів:



Елементи, в атомах яких заповнюються електронами d-орбіталі, називаються d-елементами (або перехідними).

У четвертому періоді містяться два s-елементи (K, Ca), шість p-елементів (Ga, Ge, As, Se, Br, Kr), а між ними розташовані d-елементи (Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn).

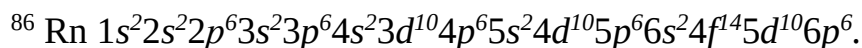
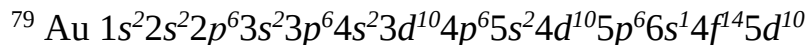
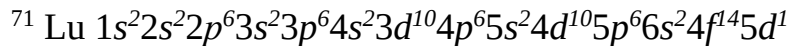
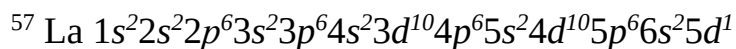
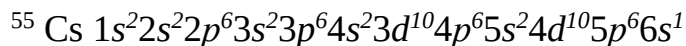
У п'ятому періоді заповнення енергетичних рівнів і підрівнів відбувається так само, як і у четвертому періоді. В атомах двох перших елементів Rb і Sr заповнюється 5s-орбіталі, а в атомах елементів Y – Cd та In – Xe, відповідно, 4d- та 5p-орбіталі:



Отже, у п'ятому періоді розміщено 18 елементів: два s-елементи, шість p-елементів і десять d-елементів.

Шостий період містить 32 елементи і починається двома s-елементами (Cs, Ba). В атомі елемента Лантану починає заповнюватися 5d-орбіталі, а в атомах наступних елементів (Ce – Lu) стан 4f-орбіталі більш енергетично вигідний, ніж 5d-орбіталі, тому в атомах елементів Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb і Lu заповнюється 4f-орбіталі. Окрім Лантану на 5d-орбіталях по одному

електрону мають Gd та Lu. В атомах наступних елементів (Hf – Au) продовжується заповнення 5d-орбіталей, а в атомів елементів (Tl – Rn) відбувається заповнення 6p-орбіталей.



Отже, у шостому періоді розміщено 2 s-елементи, 6 p-елементів, 10 d-елементів і 14 f-елементів. *Елементи, в атомах яких електрони заповнюють f-орбіталі, називаються f-елементами.*

Заповнення енергетичних підрівнів сьомого періоду відбувається аналогічно, як і в атомах елементів шостого періоду.

Приклад 1

Обчислити відносну атомну масу Бору, якщо відомо, що атомна частка ізоотопу ^{10}B дорівнює 19,6 %, а ізоотопу ^{11}B – 80,4%.

Розв'язок. Враховуючи, що *ізоотопи* – це атоми одного і того самого хімічного елемента, які мають різні масові числа (однакове число протонів, але різне число нейтронів), середня відносна атомна маса суміші ізоотопів розраховується за формулою:

$$A_r = \frac{(A_{r_1} \cdot \omega_1 + A_{r_2} \cdot \omega_2)}{100},$$

де ω – атомна частка ізотопа.

Обчислюємо середню відносну атомну масу Бору:

$$A_r(\text{B}) = \frac{(10 \cdot 19,6 + 11 \cdot 80,4)}{100} = 10,8 \text{ (а. о. м.)}.$$

Відповідь: $A_r(\text{B}) = 10,8 \text{ а.о.м.}$

Розрахункові задачі

1. Обчислити масу фотона, якщо йому відповідає довжина хвилі $4,929 \cdot 10^{-7}$ м.
2. Обчислити довжину хвилі де Бройля, що відповідає α -частинці масою $6,6 \cdot 10^{-27}$ кг, яка рухається зі швидкістю $8 \cdot 10^4$ м/с.
3. Обчислити швидкість руху електрона, якщо відповідна йому довжина хвилі де Бройля дорівнює $5,6 \cdot 10^{-11}$ м.
4. Обчислити довжину хвилі, що відповідає: а) електрону; б) протону; в) часточці масою 1 г (усі рухаються з однаковою швидкістю 10 км/с).
5. Природний Хлор складається з двох ізотопів і має середню атомну масу 35,453. Молярна частка ізотопу ^{35}Cl становить 77,35%. Визначити інший ізотоп.
6. Атомна маса природного Неону становить 20,2. Неон складається з двох ізотопів ^{20}Ne та ^{22}Ne . Обчислити їхні молярні частки.
7. Відносна атомна маса Бору – 10,8. Природний Бор складається з двох нуклідів – ^{10}B і ^{11}B . Обчислити масову частку нукліду ^{11}B у боратній кислоті H_3BO_3 .
8. Середня відносна атомна маса природного Аргентуму – 107,88. У природі існують нукліди ^{109}Ag та ^{107}Ag . Обчислити масу нукліду ^{109}Ag у 2,5 моль аргентум нітрату.
9. У природі стабільні нукліди Оксигену існують у такому відношенні: $^{16}\text{O} : ^{17}\text{O} : ^{18}\text{O} = 2545 : 1 : 5$, а їхні атомні маси дорівнюють $A_r(^{16}\text{O}) = 15,994914$; $A_r(^{17}\text{O}) = 16,999133$ і $A_r(^{18}\text{O}) = 17,999159$. Обчислити відносну атомну масу Оксигену.
10. Обчислити середню атомну масу природного Літію, який складається з ізотопів ^7Li та ^6Li з молярними частками 94,1 % і 5,9 %, відповідно.
11. Назвати елементи, електронні конфігурації яких описано електронними формулами $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, а також $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$.
12. Написати формули електронних конфігурацій елементів з порядковими номерами 19, 30, 37 і 55. В яких періодах таблиці Періодичної системи розташовані ці елементи?

13. Написати формули електронних конфігурацій елементів Ba, In, Bi, Si, Cl, I, Fe, Ti, Cu, Au, Pt, Os, Po.
14. Пояснити на прикладах $\text{Na} - \text{Na}^+$, $\text{O} - \text{O}^{2-}$, $\text{Mn} - \text{Mn}^{2+} - \text{Mn}^{4+} - \text{Mn}^{7+}$, чим відрізняється електронна будова атома від електронної будови відповідних йонів?
15. Написати формули електронних конфігурацій таких йонів: K^+ , Mg^{2+} , Hg^{2+} , Sn^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{6+} , Br^- , S^{2-} , N^{3-} . Визначити: а) загальне число електронів для кожного йона; б) скільки електронів перебувають на зовнішньому енергетичному рівні?
16. Написати повні та скорочені формули електронних конфігурацій таких йонів: Fe^{3+} , Al^{3+} , Se^{2-} , Cl^- . Визначити елементи, які мають електронну структуру, аналогічну електронній структурі цих йонів.
17. Пояснити на прикладі атомів Карбону, Сульфуру та Броду в чому полягає відмінність електронної будови у незбудженому та збудженому станах?
18. В атомі елемента з яким порядковим номером із появою електронів почне заповнюватися *d*-підрівень?
19. Назвати елементи, в яких завершується заповнення *3d*-, *4d*-, *5d*-орбіталей. Напишіть формули електронних конфігурацій цих елементів.
20. Написати формули електронних конфігурацій атомів Хрому, Молібдену та Вольфраму. Пояснити, чому лише в атомі Вольфраму на зовнішньому енергетичному рівні є два електрони.
21. Запишіть у таблицю значення чотирьох квантових чисел, які визначають кожний з електронів у стані енергетичного спокою в атомі з електронною конфігурацією $1s^2 2s^2 2p^5$.

Номер електрона	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>n</i>										
<i>l</i>										
<i>m_l</i>										
<i>s</i>										

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

План до теми:

1. Історичні передумови відкриття Періодичного закону.
2. Відкриття Періодичного закону. Формулювання Періодичного закону Д.І. Менделєєва. Передбачення нових елементів і їхніх властивостей.
3. Сучасне формулювання Періодичного закону. Значення Періодичного закону.
4. Періодична система хімічних елементів. Варіанти табличного виразу Періодичної системи та їхні особливості.
5. Структура таблиці Періодичної системи хімічних елементів: періоди, групи, підгрупи, ряди, родини.
6. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи і розміщення їх у таблиці Періодичної системи хімічних елементів. Родини елементів.
7. Валентність і ступінь окиснення елементів, зміна їх у періодах і групах таблиці Періодичної системи хімічних елементів.
8. Радіуси атомів і йонів та зміна їх у періодах і групах.
9. Зміна властивостей простих речовин у періодах і групах таблиці Періодичної системи хімічних елементів.
10. Зміна властивостей сполук (оксидів і гідроксидів) хімічних елементів у періодах і групах таблиці Періодичної системи хімічних елементів.

У середині XIX ст. основним критерієм класифікації хімічних елементів ще були величини їхніх атомних мас. Д.І. Менделєєв розташував усі відомі на той час елементи за збільшенням їхньої атомної маси та виявив періодичність повторювання властивостей елементів. І тому **Періодичний закон Д. Менделєєв сформулював** так: *властивості елементів, а також властивості утворених ними простих і складних тіл перебувають у періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.*

Формулювання будь-якого закону вважається довершеним, якщо він набуває вираз математичного рівняння, яким описують функціональні зв'язки, і за допомогою якого можна обчислити,

передбачити і кількісно щось охарактеризувати. Наприклад, у хімії за допомогою газових законів, закону еквівалентів, закону діючих мас, які мають математичні вирази, можна охарактеризувати речовини, їхні властивості, а також різні процеси та чинники, що впливають на них або змінюють їх, обчислювати кількості речовин у хімічних реакціях.

Д. Менделєєв сформулював Періодичний закон, але не надав йому математичний вираз у формі алгебраїчного рівняння. Позаяк у математиці це не єдиний спосіб відображення доведеної залежності, він використав *учення про множини*, яке математики створили для вивчення різних природних різноманітностей. Як множини розглядають сукупність певних об'єктів (які називають елементами множин), наприклад, будь-яких математичних операцій, точок, чисел або предметів, хімічних елементів, сполук, реакцій тощо.

Оскільки кожному хімічному елементу відповідає множина кількісно відмінних один від одного ізотопів, а також множина сполук, які він утворює, то кожний елемент хімічної множини так само є складною множиною. Саме до таких множин, елементи яких самі є множинами, і застосовують термін «Система».

Є множини, елементи яких можна переміщувати у будь-якому порядку, множина від цього не порушиться. Та існують і так звані впорядковані множини, в яких послідовність елементів чітко впорядкована та усталена, тобто для кожного елемента встановлено конкретний порядковий номер. Отже, **Періодична система хімічних елементів** є впорядкованою множиною і тотожна **Періодичному закону**. Тому науковці усіх країн світу для цього фундаментального закону природи використовують назву Періодична система хімічних елементів. А таблиця, відповідно, є графічним відображенням Періодичної системи хімічних елементів і Періодичного закону.

Є багато варіантів зображення Періодичної системи хімічних елементів, проте переважно використовують таблиці у вигляді двох форм: *короткої та довгої*. Основними структурними одиницями таблиці Періодичної системи хімічних елементів є періоди і групи. Коротка форма таблиці складається із *семи періодів і восьми груп*.

Період – це горизонтальний ряд, в якому елементи хімічні розміщені у порядку збільшення їхніх атомних мас. Кожний період, окрім першого, починається металічним елементом і закінчується інертним. Перший період має два елементи: Н і Не. Другий і третій

містять по 8 елементів і складаються з одного ряду. Ці три періоди називаються *малими періодами*. Елементи, розміщені в другому і третьому періодах, називаються *типовими*, бо порівняння саме їхніх властивостей стало підставою для розподілу всіх інших елементів на вісім груп.

Четвертий і п'ятий періоди містять по 18 хімічних елементів, складаються з двох рядів і називаються *великими*. У шостому та сьомому періодах міститься по 32 хімічні елементи.

Група – це вертикальний ряд, що містить хімічні елементи з подібними хімічними властивостями. Кожна група складається з двох підгруп; *головної (a) і побічної (b)*. Підгрупи, у складі яких є елементи малих і великих періодів, називаються *головними (a)*. Підгрупи, у яких містяться лише елементи великих періодів, називаються *побічними (b)*. Так, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr заповнюють головну підгрупу першої групи, а Cu, Ag, Au – побічну підгрупу першої групи.

Усі елементи однієї групи виявляють подібні хімічні властивості переважно у вищих ступенях окиснення, значення яких формально збігаються з номером групи. В групи об'єднуються не лише подібні за хімічними властивостями елементи, а й елементи, які відрізняються один від одного. Властивості елементів головної та побічної підгруп однієї групи відрізняються. Так, елементи головної підгрупи сьомої групи – галогени (F, Cl, Br, I, At) є типовими неметалічними елементами, а в побічній підгрупі – типові металічні елементи (Mn, Tc, Re). Тому елементи кожної підгрупи називають *хімічними аналогами*.

Знаючи місце хімічного елемента в таблиці Періодичної системи хімічних елементів, можна передбачити властивості його сполук, користуючись такими відомостями:

1. У групах зі збільшенням атомної маси закономірно посилюються металічні властивості хімічних елементів. Так, серед металічних елементів Li, Na, K, Rb, Cs, Fr найактивнішим є Францій.

2. У малих періодах хімічні властивості змінюються від металічних елементів до неметалічних елементів. У елементів великих періодів ця закономірність дещо ускладнюється. Перехід від металічних до неметалічних властивостей не такий чіткий, як у малих періодах. Періодична зміна властивостей хімічних елементів у середині великих періодів дає змогу розділити їх на два ряди так, що у другому ряду

періоду розташовані елементи, подібні до елементів першого ряду за будовою та, відповідно, хімічними властивостями не лише у вигляді електронейтральних атомів, а й у характерних для них валентних станах.

3. Особливу подібність виявляють хімічні елементи, розміщені в кінці кожного періоду, а саме *тріади або родини* – Fe, Co, Ni; Ru, Rh, Pd і Os, Yr, Pt. Ці тріади утворюють дві родини: родину *Феруму* та родину *платинових металів* (платиноїдів). Ще окремо виділяють родину *лантаноїдів* (14 елементів) шостого періоду та родину *актиноїдів* (14 елементів сьомого періоду). Елементи цих родин мають ще більше подібні властивості, ніж елементи-аналоги у підгрупах.

4. Металічні властивості елементів зі збільшенням порядкового номера (протонного числа) у підгрупах посилюються, а у межах одного періоду послаблюються, зумовлюючи діагональну закономірність. Так, Be подібний до Al; B до Si; а Ti до Nb.

5. Властивості елемента є проміжними між властивостями двох сусідніх елементів по вертикалі, горизонталі та діагоналі.

6. Склад вищих солетвірних оксидів елементів визначається номером групи.

Отже, всі елементи у таблиці Періодичної системи хімічних елементів, відповідно до їхніх властивостей, розміщені у восьми групах і семи періодах, періодично повторюючи хімічні та фізичні властивості простих речовин у малих періодах через вісім елементів, а у великих – через 18 або 32 елементи.

Внутрішня та вторинна періодичність – зі збільшенням порядкового номера (протонного числа) металічні властивості елементів закономірно послаблюються у періодах таблиці та посилюються у групах – теж доповнюють і уточнюють основні закономірності Періодичної системи хімічних елементів.

Внутрішня періодичність полягає в тому, що властивості елементів і їхніх сполук у горизонтальних рядах змінюються не періодично, а монотонно. Внутрішня періодичність у *p*-елементів пояснюється особливостями заповнення *p*-орбіталей електронами. У великих періодах внутрішня періодичність виявляється у незначному посиленні металічних властивостей елементів на тлі їх загального послаблення у зв'язку із заповненням *d*-підрівня. Ще одним прикладом

внутрішньої періодичності є повторення властивостей елементів у родині лантаноїдів La – Lu, пов'язане із заповненням *f*-підрівня.

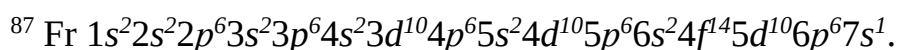
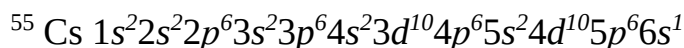
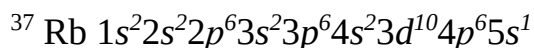
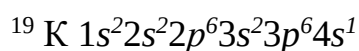
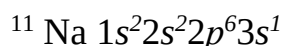
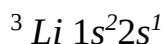
Вторинна періодичність – це періодична, а не монотонна зміна властивостей елементів і їхніх сполук у межах однієї підгрупи елементів. Типовим прикладом може бути стійкість оксигеновмісних сполук галогенів. Так, для Флуору не характерне утворення сполук з Оксигеном, а відомі OF₂ та O₂F₂ – нестійкі. Хлор утворює більше число сполук з Оксигеном, стійких за звичайних умов; для Брому не характерне утворення сполук з Оксигеном, а відомі Br₂O та BrO₂ розкладаються вже за звичайних умов. Йод утворює досить стійкі оксиди I₂O₄, I₂O₅. Внутрішня періодичність властивостей характерна й для *d*- та *f*-елементів.

ЗМІНА ВЛАСТИВОСТЕЙ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ І ЇХНІХ СПОЛУК У ПЕРІОДАХ І ГРУПАХ

Як результат подальших досліджень було встановлено, що кількісною характеристикою, яка визначає природу елемента є не маса атома, а порядковий номер, що відповідає величині позитивного заряду ядра атома. Тож, із врахуванням знання про будову атома, ***Періодичний закон набув сучасне формулювання:*** *властивості елементів, а також форми і властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядер їхніх атомів.*

На основі теорії будови атомів встановлено, що властивості хімічних елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводжується періодичним повторенням подібних електронних утворень.

Металічні елементи першої групи, наприклад, дуже подібні між собою за хімічними властивостями, бо вони мають однакову структуру зовнішнього та передостаннього енергетичного рівнів:



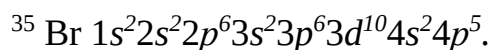
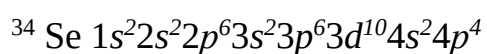
Отже, аналоги мають подібні хімічні властивості.

Кожний період таблиці Періодичної системи хімічних елементів закінчується інертним елементом. Встановлення будови атомів показало, що кожний період, окрім першого і сьомого, має елементи, електронні конфігурації яких є проміжними між електронними конфігураціями двох послідовних інертних елементів.

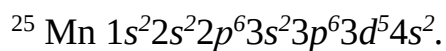
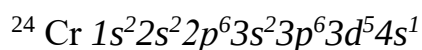
Періоди у таблиці Періодичної системи хімічних елементів – це послідовний ряд хімічних елементів, у атомах яких відбувається заповнення однакового числа квантових підрівнів. Номер періоду відповідає значенню головного квантового числа n зовнішнього енергетичного рівня.

Періоди починаються металічними елементами, в атомах яких на новому енергетичному рівні з'являється перший електрон на s -підрівні, і закінчуються інертними елементами, в атомах яких повністю заповнено p -підрівні зовнішніх енергетичних рівнів.

Розміщення груп s - і p -елементів у головних підгрупах визначається загальним числом електронів зовнішнього енергетичного рівня:



Бром має на зовнішньому енергетичному рівні сім електронів $4s^2 4p^5$ і належить до головної підгрупи сьомої групи. Селен, маючи шість електронів $4s^2 4p^4$, належить до головної підгрупи шостої групи. Місце d -елементів у побічних підгрупах груп визначається загальним числом електронів зовнішнього s -підрівня і електронів передостаннього енергетичного d -підрівня:



Манган належить до побічної підгрупи сьомої групи, бо має на зовнішньому енергетичному рівні $3d^5 4s^2$ – сім електронів; Хром – до побічної підгрупи шостої групи, маючи $3d^5 4s^1$ – шість електронів. Цинк з 2-ма електронами $3d^{10} 4s^2$ належить до побічної підгрупи другої групи, а Купрум $3d^{10} 4s^1$ – до побічної підгрупи першої групи.

У атомах s - і p -елементів заповнюється зовнішній енергетичний рівень, у атомах d -елементів – передостанній, а в атомах f -елементів –

третій рівень іззовні. Тому й відмінність властивостей найбільше виявляється у сусідніх *s*- і *p*-елементів. Відмінність властивостей *d*-елементів, а особливо *f*-елементів того самого періоду, виявляється значно менше.

Хімічні елементи – аналоги, подібні за електронними структурами, але не тотожні, тому що від елемента до елемента у групах зі збільшенням радіуса спостерігається не просто повторення їхніх властивостей, а й їх закономірні зміни.

Періодичний закон – один із фундаментальних законів природи. Він є основою для класифікації хімічних елементів, яка дала змогу чітко сформулювати загальні хімічні поняття, зокрема, валентність, типи хімічних сполук тощо. Стало можливим передбачати нові типи сполук, нові властивості для відомих і невідомих хімічних елементів, а також їхніх сполук. Періодична система хімічних елементів є науковою основою розвитку сучасної хімії, теорії будови атома, теорії хімічного зв'язку, ядерної фізики та багатьох інших наук.

Питання для перевірки знань:

1. Пояснити принцип побудови Періодичної системи хімічних елементів і варіанти й особливості її графічного зображення?
2. Охарактеризувати основну структурну одиницю таблиці Періодичної системи хімічних елементів – період.
3. Охарактеризувати основну структурну одиницю таблиці Періодичної системи хімічних елементів – групу.
4. Пояснити послідовність зміни властивостей хімічних елементів малих періодів.
5. Пояснити, у чому полягає «непослідовність» зміни властивостей хімічних елементів у великих періодах?
6. Пояснити фізичний зміст порядкового номера хімічного елемента у таблиці Періодичної системи хімічних елементів. Склад атомних ядер.
7. Пояснити на прикладах, як залежать металічні та неметалічні властивості елементів від розташування їх у таблиці Періодичної системи хімічних елементів?
8. Пояснити на прикладах діагональну закономірність у таблиці Періодичної системи хімічних елементів.

9. Пояснити, у чому полягає суть внутрішньої та вторинної періодичності?
10. Пояснити, яким є взаємозв'язок між розташуванням хімічних елементів у таблиці Періодичної системи хімічних елементів і їхньою валентністю, а також властивостями їхніх сполук?
11. Пояснити, як змінюються окисно-відновні властивості елементів залежно від розміщення їх у таблиці Періодичної системи хімічних елементів?
12. Пояснити, як змінюється сила галогеноводневих кислот елементів VII групи від Флуору до Йоду?

Розрахункові задачі

1. Записати символи хімічних елементів Be, K, Al, Ba, Na, Mg, Bi, Sn у порядку посилення їхніх металічних властивостей.
2. Написати повну та скорочені електронні формули атома Флуору. Чому Флуор має максимальну валентність (I)?
3. Написати повну та скорочену електронні формули атома Pb ($Z = 82$).
4. Розмістити елементи у порядку збільшення значення їхньої відносної електронегативності у кожній із груп: 1) Cl, At, Br, F; 2) S, O, F, Mg; 3) P, N, As, Bi.
5. Вказати, у якому періоді почнеться заповнення 5*d*-підрівня, та яка максимальна кількість електронів може перебувати на цьому підрівні?
6. Пояснити, у чому виявляється подібність елементів, розташованих у таблиці Періодичної системи хімічних елементів у групах, у періодах і поблизу умовної діагоналі?
7. Пояснити зміст поняття «*d*-стиснення»? Вказати, атом якого елемента має більший радіус – калію чи міді?
8. Пояснити, як змінюються фізичні та хімічні властивості хімічних елементів і їхніх сполук з Оксигеном і Гідрогеном зі збільшенням заряду ядра?
9. Відносна атомна маса елемента 31. Він утворює оксид, в якому масова частка елемента становить 0,437. Встановити формулу оксиду.
10. Купрум існує у вигляді двох ізотопів: ^{65}Cu та ^{63}Cu . Обчислити середню відносну атомну масу, якщо молярні частки цих ізотопів становлять, відповідно, 27,3% та 72,7%.

11. Вищий оксид елемента, який належить до п'ятої групи таблиці Періодичної системи хімічних елементів, має відносну молекулярну масу 142. Визначити невідомий елемент, записати його електронно-графічну формулу, вказати можливі валентні стани, скласти формули оксидів і гідроксидів, а також вказати їхній характер.
12. Елементи А і В належать до одного періоду і утворюють сполуку A_2B_3 . Елемент А утворює сполуку з Оксигеном, у якій масова частка Оксигену 47 %. Масова частка Гідрогену у сполуці з елементом В становить 5,9 %. Визначити ці елементи.
13. Елемент утворює з Гідрогеном сполуку (газ), що містить 12,5 % Гідрогену. Його вищий солетворний оксид має формулу RO_2 . Визначити цей елемент.
14. Елемент, вищий оксид якого відповідає формулі E_2O_5 утворює з Гідрогеном сполуку, масова частка Гідрогену в якій становить 3,85 %. Визначити цей елемент.
17. Відповідно до запропонованого нижче плану, охарактеризувати за розміщенням у таблиці Періодичної системи хімічні елементи Cs, Al, N, Br, Fe, Xe та їхні сполуки:
- А. Охарактеризувати хімічний елемент, знаючи:
- його порядковий номер;
 - номер періоду і номер групи.
- Б. Записати формулу електронної конфігурації вибраного елемента.
- В. Пояснити:
- які властивості виявляє хімічний елемент;
 - які фізичні та хімічні властивості відповідної простої речовини.
- Г. Записати формули найбільше поширених сполук вибраного елемента з Оксигеном і формули типових сполук вибраного елемента.
- Д. Визначити:
- які типові сполуки утворює елемент;
 - які хімічні властивості виявляють відповідні складні речовини.

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

План до теми

1. Загальні уявлення про хімічний зв'язок. Природа хімічного зв'язку.
2. Енергетична діаграма хімічного зв'язку на прикладі взаємодії атомів Гідрогену.
3. Метод валентних зв'язків (ВЗ).
4. Ковалентний зв'язок. Природа ковалентного зв'язку. Види ковалентного зв'язку.
5. Електронегативність і хімічний зв'язок.
6. Одинарний та кратний зв'язок.
7. Основні характеристики хімічного зв'язку: енергія, довжина, полярність і дипольний момент, насиченість і кратність.
8. Напрявленість хімічного зв'язку і структура молекул. σ -, π - та δ -зв'язки.
9. Гібридизація атомних орбіталей. sp -, sp^2 -, sp^3 -гібридизація та просторова конфігурація молекул сполук елементів Be, B, C, N.
10. Донорно-акцепторний (координаційний) зв'язок і механізм його утворення.
11. Дативний зв'язок.
12. Йонний хімічний зв'язок. Характеристики йонного зв'язку.
13. Металічний зв'язок.
14. Водневий зв'язок.
15. Міжмолекулярні зв'язки. Ван-дер-Ваальсові сили.
16. Конденсований стан речовини. Аморфні та кристалічні речовини.
17. Поняття про елементи симетрії та класифікації кристалічних форм (кубічна, гексагональна, ромбічна та інші).
18. Енергія і типи кристалічних ґраток. Реальні кристали.
19. Основні положення методу молекулярних орбіталей (МО).
20. Хімічний зв'язок і хвильові властивості електрона.
21. Схема утворення молекулярних орбіталей.
22. Енергетичні схеми заповнення електронами молекулярних орбіталей у молекулі водню.

У природі в моноатомному вигляді існують лише інертні гази: He, Ne, Ar, Xe, Kr та випари ртуті – Hg. Атоми всіх інших елементів взаємодіють між собою або з атомами інших елементів, утворюючи прості речовини (H₂, O₂, N₂, P₄, S₈) або сполуки – складні речовини (H₂O, NaOH, H₂SO₄, KMnO₄). Хімічна взаємодія між окремими атомами та молекулами призводить до зменшення сумарної енергії системи між атомами внаслідок утворення хімічного зв'язку:



Молекула H₂ має менший запас енергії, ніж сума енергій двох атомів Гідрогену.

Основні положення теорії хімічного зв'язку були сформульовані на початку XX ст. після відкриття електрона і, відповідно, встановлення будови атома.

Розрізняють такі види хімічного зв'язку: *ковалентний, йонний, металічний, водневий*.

Для пояснення механізму утворення хімічного зв'язку використовують такі поняття як енергія йонізації, спорідненість до електрона та електронегативність.

Енергія йонізації – це енергія, необхідна для відриву електронів від атома у стані спокою та утворення позитивно зарядженої частинки – йона, позначається літерою **I** та вимірюється у кДж/моль або еВ/атом.

Ступінь йонізації – відношення числа йонів до числа нейтральних атомів в одиниці об'єму.

Енергія йонізації залежить від заряду ядра, електронної конфігурації атома та відстані між ядром і електронами на зовнішньому енергетичному рівні. У межах періодів таблиці Періодичної системи хімічних елементів найменша енергія йонізації необхідна *s*-елементам, а найбільша енергія – *p*- та *d*-елементам VII та VIII груп. Енергія йонізації *d*-елементів у періоді змінюється у незначній мірі. В межах підгруп зі збільшенням атомної маси елемента, заряду ядра та розміру атома енергія йонізації зменшується.

Енергія йонізації – кількісна характеристика відносної активності елемента. Величина енергії йонізації характеризує «металічність» елемента, і чим менше значення енергії йонізації, тим активніше хімічний елемент виявляє металічні властивості. Відповідно, величина енергії йонізації є кількісною характеристикою відновної активності елемента.

Спорідненість до електрона – це енергетичний ефект процесу приєднання електронів до нейтрального атома, молекули чи радикала з перетворенням його на негативно заряджений йон, позначається літерою A та вимірюється у кДж/моль або еВ/атом.

Найбільша спорідненість до електрона притаманна p -елементам VII групи (F, Cl, Br, I), а найменша – s -елементам і елементам VIII групи з електронною конфігурацією s^2p^6 (інертні). Спорідненість до електрона атомів металічних елементів близька до нуля, тобто приєднання електронів до атомів металічних елементів енергетично не вигідне. А спорідненість до електрона атомів неметалічних елементів має від'ємне значення, цей процес енергетично вигідний. Відповідно, величина спорідненості атома до електрона є кількісною характеристикою окисної активності елемента.

Електронегативність як кількісна величина, фізичний зміст якої, пов'язаний з енергією, характеризує здатність атомів елементів притягувати до себе електрони.

Електронегативність позначають літерою χ і визначають її кількісно як півсуму величини енергії йонізації атома та спорідненості його до електрона χ , відповідно, вимірюють у кДж/моль або еВ/атом:

$$\chi = \frac{I + A}{2}.$$

Зі збільшенням порядкового номера (протонного числа) хімічних елементів електронегативність теж змінюється періодично. У періоді зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні (відповідно, зі збільшенням заряду ядра) значення електронегативності елементів збільшується. А в групі зі збільшенням числа енергетичних рівнів і радіусу атомів (відповідно, зі збільшенням заряду ядра) значення електронегативності елементів зменшується.

Числові значення електронегативності використовувати досить незручно, тому, зазвичай, використовують відносну електронегативність за шкалою Л. Полінга. За одиницю $\chi = 1$ прийнято електронегативність Літію, з якою порівнюють електронегативність решти елементів. Тож, серед елементів, здатних утворювати сполуки, найбільш електронегативним є Флуор ($\chi = 4$), а найменш електронегативним – Францій ($\chi = 0,7$).

	F	O	Cl	N	Br	S	C	H	Al	Mg	Ca	Li	Na	K	Fr
χ	4	3,44	3,16	3,04	2,96	2,58	2,55	2,2	1,61	1,3	1,0	1,0	0,93	0,82	0,7

Вид хімічного зв'язку, утвореного між атомами елементів, залежить від значень електронегативності чи ступеня йонізації цих елементів.

У випадках, якщо різниця електронегативності елементів, які утворюють зв'язок, $\Delta\chi > 2$ – зв'язок вважається йонним; якщо ж $\Delta\chi$ в межах 0,4 – 2,0, утворюється полярний ковалентний зв'язок з частково йонним характером, а якщо $\Delta\chi < 0,4$ – зв'язок вважається ковалентним. Однакові атоми в молекулах простих речовин утворюють ковалентний неполярний зв'язок (O_2 , N_2 , Cl_2).

Валентні електрони

Електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, називаються *валентними*. В атомах елементів головних підгруп валентні електрони містяться у s - і p -орбіталях зовнішнього енергетичного рівня. В атомах елементів побічних підгруп валентні електрони перебувають у s -орбіталі зовнішнього рівня та у d -орбіталях передостаннього рівня або у f -орбіталях попереднього від передостаннього рівня (лантаноїди, актиноїди). Валентними, можуть бути не лише неспарені, але й спарені електрони. Так, в атомі карбону ($1s^2 2s^2 2p^2$) у стані спокою на зовнішньому енергетичному рівні є пара електронів у $2s$ -орбіталі, два неспарених електрони у двох $2p$ -орбіталях і одна вакантна p -орбіталь. У процесі поглинання енергії атом змінює стан спокою на збуджений, і пара електронів розпаровується. Відбувається процес гібридизації орбіталей, і один електрон з $2s$ -орбіталі переміщується у вакантну p -орбіталь. Отже, атом карбону в збудженому стані набуває чотири неспарені електрони і може утворювати чотири ковалентні зв'язки.

Ковалентний зв'язок

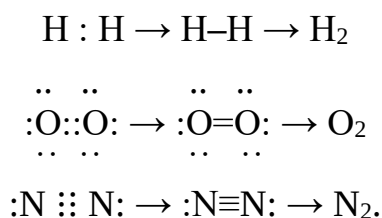
У 1916 р. американський фізик і хімік Дж. Люїс зробив припущення, що хімічний зв'язок виникає внаслідок утворення пари електронів, що належить одночасно двом атомам. Для теорії утворення ковалентного зв'язку він запропонував правило октету – атоми утворюють хімічний зв'язок внаслідок втрати чи приєднання такої кількості електронів, щоб довкола кожного з атомів утворилася завершена конфігурація з восьми електронів.

Вид хімічного зв'язку – йонний чи ковалентний – залежить від механізму переміщення електронів. Якщо електрони остаточно

переміщуються з орбіталі одного атома в орбіталь другого атома, утворюється йонний зв'язок. Якщо ж неспарені електрони, чи неподільна пара електронів притягуються до ядер обох елементів і перебувають у спільному користуванні двох атомів, утворюється ковалентний зв'язок – полярний чи неполярний. Так утворюються, наприклад, молекули H_2 , Cl_2 , N_2 , CO , NH_3 , H_2O .

У процесі утворення ковалентного зв'язку з двох атомів одного елемента, що містять неспарені електрони з антипаралельними спінами, внаслідок перекривання орбіталей утворюється спільна пара електронів.

Схематично утворення спільних пар можна зобразити за допомогою електронних формул, в яких валентні електрони позначають крапками. Так, утворення молекул H_2 , O_2 , N_2 можна зобразити такими схемами:



Механізм утворення хімічного зв'язку за участі неспарених електронів, які розглядають як частинки, був названий **методом валентних зв'язків (ВЗ) або валентних схем (ВС)**. Електрони, які не беруть участі в утворенні зв'язків, згідно з методом валентних зв'язків, розміщені у тих самих орбіталях, що й в окремих атомах.

Процес утворення ковалентного зв'язку за методом валентних зв'язків ґрунтовно пояснюють такі основні положення:

1. Ковалентний зв'язок утворюється неспареними електронами з протилежно напрямленими спінами двох однакових або різних атомів внаслідок перекривання атомних орбіталей: спільна пара електронів належить обом атомам.

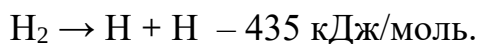
Усі можливі хімічні зв'язки в молекулі можна розглядати як комбінації зв'язків, утворених двома електронами, що належать атомам одного чи різних елементів.

Різні комбінації таких зв'язків, локалізованих у просторі між двома ядрами, які відображають електронну структуру молекули, називають *валентними схемами*.

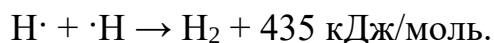
2. Міцність ковалентного зв'язку визначається мірою перекривання атомних орбіталей, між якими виникає зв'язок: чим повніше перекриваються орбіталі, тим міцніший зв'язок.

Ковалентний зв'язок характеризується енергією, довжиною, полярністю, насиченістю, кратністю і напрямленістю.

Енергія зв'язку E – це енергія, яка характеризує міцність хімічного зв'язку, і чисельно дорівнює енергії, яку необхідно витратити, щоб зруйнувати хімічний зв'язок (розмірність – Дж/моль), але з протилежним знаком. Так, енергія необхідна для руйнування зв'язку Н–Н в молекулах H_2 у кількості 1 моль дорівнює 435 кДж/моль:



Відповідно, стільки ж енергії виділиться у процесі утворення зв'язку між атомами Гідрогену Н–Н в молекулах 1 моль водню H_2 :



Довжина зв'язку l – це відстань між ядрами двох атомів, які утворюють хімічний зв'язок (розмірність – 1 нм = 10^{-9} м; 1 Å = 10^{-10} м). Так, у молекулі H_2 довжина зв'язку – 0,074 нм ($l_{H-H} = 0,074$ нм).

Ковалентний зв'язок поділяють на **полярний** і **неполярний**.

Неполярний ковалентний зв'язок виникає внаслідок перекривання орбіталей і утворення спільних пар електронів під час взаємодії атомів одного і того самого елемента у H_2 , F_2 , N_2 , O_2 . Утворені спільні пари електронів з однаковою силою притягаються до ядер обох атомів і однаково належать їм обом.

Полярний ковалентний зв'язок виникає внаслідок перекривання орбіталей і утворення спільних пар електронів під час взаємодії атомів різних елементів, які відрізняються за електронегативністю. Така спільна пара електронів зміщується до атома більш електронегативного елемента внаслідок електростатичної взаємодії з його ядром. Наприклад, у молекулах HCl , H_2O , NH_3 , H_2CO_3 , CH_3OH пара електронів зміщена від атома Н до атомів Cl, О, N тощо. Цей вид хімічного зв'язку поширений у молекулах як неорганічних, так і органічних сполук.

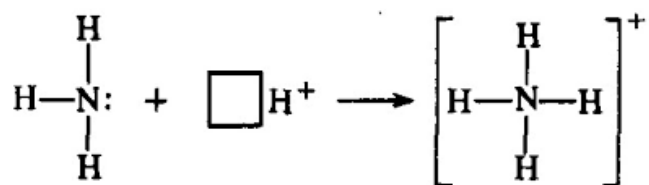
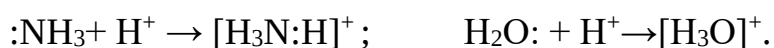
Насиченість ковалентного зв'язку – це здатність атома утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків, яка зумовлена його валентними можливостями. Насиченість зв'язку залежить від таких факторів:

- кількість валентних атомних орбіталей;
- кількість неспарених електронів;
- розміри атома.

Так, елементи другого періоду В, С, N можуть утворювати найбільше чотири ковалентні зв'язки, наприклад, у $[\text{BF}_4]^-$, CH_4 , $[\text{NH}_4]^+$, тому що в них є 4 валентні орбіталі: $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ або $\square \square \square \square$. Атоми елементів третього періоду: Al, Si, P, S, Cl можуть утворювати більше зв'язків – теоретично дев'ять, згідно з кількістю орбіталей: одна $3s$, три $3p$ і п'ять $3d$. Проте фактично утворюють лише шість ковалентних зв'язків, наприклад, у комплексних аніонах $[\text{AlF}_6]^{3-}$, $[\text{SiF}_6]^{2-}$, $[\text{PF}_6]^-$, бо необхідно враховувати ще й просторовий фактор (розміри атомів).

У таких сполуках ковалентний зв'язок утворюється за **донорно-акцепторним механізмом**, якщо один з атомів – **донор** (F) надає у спільне користування неподілену пару електронів валентного рівня, а другий атом – **акцептор** (Al, Si) надає вакантну атомну орбіталь.

У такий спосіб утворюються також амоній-йон $[\text{NH}_4]^+$, фосфоній-йон $[\text{PH}_4]^+$, гідразоній-йони $[\text{N}_2\text{H}_5]^+$, $[\text{N}_2\text{H}_6]^{2+}$, йон гідроксонію $[\text{H}_3\text{O}^+]$ тощо.



Усі чотири зв'язки, утворені атомом Нітрогену в молекулі амоній хлориду абсолютно рівноцінні (мають однакову довжину та енергію), хоча три з них утворені валентними електронами, поєднаними у спільні пари, а четвертий – за донорно-акцепторним механізмом.

Оскільки комплексні йони у координаційних (комплексних) сполуках утворюються саме за донорно-акцепторним механізмом, тому його ще називають *координаційним зв'язком*.

Зв'язок між двома атомами, утворений однією спільною парою електронів внаслідок перекривання атомних орбіталей називається *простим* (одинарним), двома парами електронів – *подвійним*, трьома парами електронів – *потрійним*. Число утворених спільних пар електронів, що поєднують атоми, визначає кратність зв'язку: у молекулі H_2 – простий ковалентний зв'язок, у молекулі O_2 – подвійний (умовно), у молекулі N_2 – потрійний. Кратні зв'язки утворюються і між атомами різних елементів, наприклад, між атомами Сульфуру та Оксигену в молекулі сульфур(IV) оксиду чи в молекулі сульфатної кислоти.

Експериментально встановлено, чим більша кратність зв'язку між атомами, тим менша його довжина і тим більша його енергія, а отже – міцніший зв'язок.

	H ₂	Cl ₂	O ₂	N ₂
Кратність зв'язку	1	1	2	3
Довжина, нм	0,074	0,198	0,12	0,109
Енергія зв'язку, кДж/моль	435	240	493	942

Важливою особливістю хімічного зв'язку, від якої залежить його міцність є **напрявленість хімічного зв'язку**.

Першим в усіх випадках утворюється валентний зв'язок, який з'єднує два атоми, ядра яких розташовані на одній лінії з найменшою віддаллю між ними. Такий зв'язок має найменшу довжину, є енергетично найвигіднішим і, відповідно, найміцнішим. На одній лінії зв'язку можуть перекриватися дві однакові сферичні *s*-орбіталі, дві гантелеподібні *p_x*-орбіталі чи дві орбіталі різної форми, наприклад, одна *s*-орбіталь і одна *p*-орбіталь – у цих випадках напрямок зв'язку збігається з віссю симетрії орбіталей, і утворюється міцний **σ -зв'язок**.

Позаяк, згідно з принципом Паулі, не можливе суміщення у просторі навіть двох ліній зв'язку, то *p_y*- і *p_z*-орбіталі кожного з атомів розміщуються перпендикулярно і до напрямку σ -зв'язку, і одна до одної. Таке розміщення орбіталей є просторово незручним – перекривання гантелеподібних *p*-орбіталей відбувається над і під лінією σ -зв'язку. Обсяг перекривання орбіталей менший, ніж внаслідок утворення σ -зв'язку, тому утворені **π -зв'язки** є значно слабшими, ніж міцний σ -зв'язок. Внаслідок перекривання *p*- і *d*-орбіталей також утворюються π -зв'язки.

А внаслідок перекривання *d*-орбіталей спочатку утворюється один енергетично вигідніший π -зв'язок, а решта орбіталей перекриваються з утворенням **δ -зв'язку**, ще слабшого, ніж π -зв'язок.

Окрім того, якщо перекриваються атомні орбіталі, що належать двом атомним ядрам, у молекулах утворюються *локалізовані* π -зв'язки, у випадку утворення багатоатомних молекул – *делокалізовані* π -зв'язки. Так, молекула бензену C₆H₆ має форму правильного плаского шестикутника, у якому σ -зв'язки, утворені гібридизованими орбіталями атомів Карбону і атомів Гідрогену, розміщені у площині бензенового

ядра та є локалізованими. А от π -зв'язки, розміщені перпендикулярно до площини ядра, є делокалізованими. Електронна густина в ділянці перекривання атомних орбіталей над площиною ядра і так само під площиною ядра однаково наближена до усіх атомів і однаково належить усім атомам.

Отже, простий (ординарний) зв'язок це завжди σ -зв'язок, а у разі утворення кратних зв'язків у молекулах N_2 , C_2H_2 лише один з них може бути σ -зв'язком, а решта – π -зв'язки.

Гібридизація атомних орбіталей

Поняття *гібридизації орбіталей* запровадив американський вчений Л. Полінг у 1931 році. Щоб зрозуміти суть явища гібридизації орбіталей, означеного цим поняттям, слід чітко уявляти форму і просторову напрямленість s -, p - і d -орбіталей. Тож, це явище зручно розглянути на прикладі утворення молекули BF_3 внаслідок взаємодії атома Бору ($1s^2 2s^2 2p^1$) і трьох атомів Флуору ($1s^2 2s^2 2p^5$). У збудженому стані Бор має конфігурацію $1s^2 2s^1 2p^2$, тобто в атомі Бору три неспарені електрони перебувають у $2s$ - і $2p$ - валентних орбіталях. В атомах Флуору неспарені електрони розміщені у p -орбіталях – $1s^2 2s^2 2p^5$. Отже, у процесі утворення трьох хімічних зв'язків між атомом Бору та трьома атомами Флуору повинні перекриватися одна $2s$ -орбіталь і дві $2p$ -орбіталі атома Бору з $2p$ -орбіталями трьох атомів Флуору. Атомні $2s$ -орбіталі та $2p$ -орбіталі Бору та $2p$ -орбіталі Флуору мають різну енергію, форму та орієнтацію у просторі, Тож, три утворені зв'язки мали би бути різні за енергією та довжиною. Проте експериментально встановлено, що всі три утворені зв'язки – рівноцінні, тобто мають однакові енергію і довжину. Такий ефект досягається саме внаслідок процесу гібридизації орбіталей.

Гібридизація – процес перерозподілу та врівноваження енергії орбіталей і, відповідно, зміни їхніх форм до повного перетворення їх на орбіталі з новими рівноцінними енергіями та формами.

У результаті гібридизації утворюються однакові за енергією та формою гібридні орбіталі, кількість яких дорівнює числу атомних орбіталей, що зазнали гібридизації. Залежно від виду (s -, p -, d -) та кількості орбіталей, що гібридизуються, розрізняють такі типи гібридизації: sp , sp^2 , sp^3 , dsp^2 , d^2sp^2 тощо.

Атомні орбіталі (крім s -орбіталей) орієнтовані в просторі так, що між ними утворюються *валентні кути*. Так, три p -орбіталі будь-якого

атома орієнтовані в просторі по x -, y -, z - осях системи координат, і кути між ними дорівнюють 90° .

У процесі sp -гібридизації s - і p -орбіталі утворюють дві sp -гібридні орбіталі, розміщені на одній прямій під кутом 180° одна до одної. Утворюються молекули лінійної будови, наприклад: $\text{CH}_3\text{—C}\equiv\text{C—CH}_3$, C_2H_2 , BeF_2 .

Внаслідок sp^2 -гібридизації одна s - і дві p -орбіталі утворюють три sp -гібридні атомні орбіталі, розташовані в одній площині під кутом 120° одна до одної. Будова молекул – плаский трикутник, наприклад, у сполуках: BF_3 , SO_3 , AlCl_3 .

Внаслідок sp^3 -гібридизації одна s - і три p -орбіталі утворюють чотири sp -гібридні атомні орбіталі, які у просторі розташовані в напрямку вершин правильного тетраедра (валентний кут $109^\circ 28'$), наприклад, у молекулах і йонах типу: CH_4 , $[\text{NH}_4]^+$, SO_4^{2-} .

Дативний зв'язок

Різновидом координаційного зв'язку є також *дативний зв'язок*, у якому один і той самий атом елемента може бути як донором, так і акцептором. Такий зв'язок виникає між атомами одного і того самого елемента, які мають на зовнішньому енергетичному рівні і неподільні пари електронів, і вільні орбіталі. Наприклад, дативний зв'язок виникає у процесі утворення молекул хлору, завдяки наявності вільних d -орбіталей, у які можуть переміщуватися неподільні пари електронів з p -орбіталей, як показано на рис. 2.

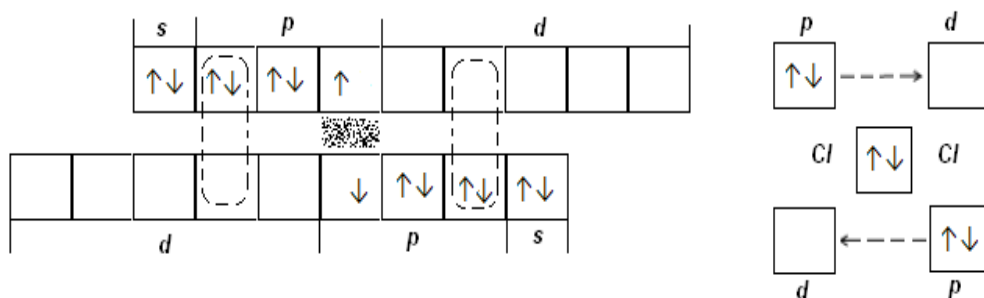


Рис. 2. Схема утворення дативного зв'язку.

У молекулі хлору внаслідок виникнення дативного зв'язку утворений ковалентний неполярний зв'язок ще більше зміцнюється, і тому сумарна енергія зв'язку (у кДж/моль) більша, ніж у молекулі фтору: F_2 ($-156,5$), Cl_2 ($-239,3$), Br_2 ($-190,0$) і I_2 ($-148,5$). Менше значення

енергії зв'язку в молекулі фтору пояснюється утворенням лише ковалентного зв'язку між двома його атомами, на зовнішньому енергетичному рівні яких є лише *s*- і *p*-орбіталі, заповнені електронами. Утворенню дативного зв'язку між атомами в молекулах бром та йоду не сприяють просторовий фактор розміщення орбіталей і розміри радіуса атомів.

Містковий зв'язок

Завдяки участі в хімічному зв'язку орбіталей з неподільними парами електронів валентність елементів може підвищуватися, і виникають сполуки з містковими зв'язками. Наприклад, атом Хлору:

..
:Cl·, маючи один неспарений електрон, виявляє ковалентність, рівну ..

одиниці, проте завдяки неподільній парі електронів у *p*-орбіталі він також реалізує зв'язок з атомами-акцепторами, утворюючи в такий спосіб полімерні ланцюгові структури, як показано на рис. 3:

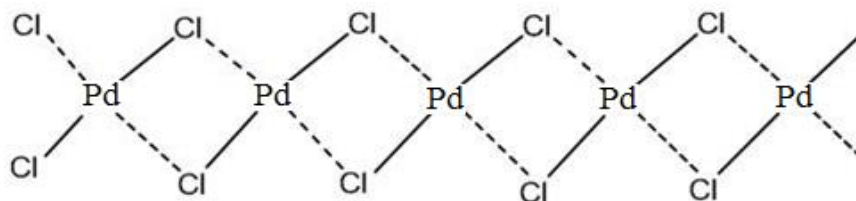
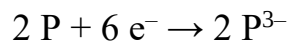
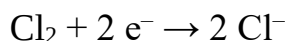
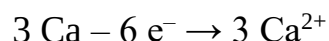
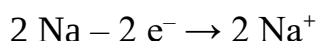
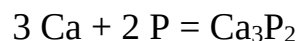
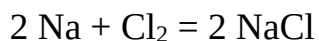


Рис. 3. Схема утворення місткового зв'язку.

Так, у сполуці PdCl_2 паладій є двовалентним, але кожен атом Pd зв'язаний з чотирма атомами хлору, внаслідок чого утворюється полімерна сполука $(\text{PdCl}_2)_n$.

Йонний зв'язок

Йонний зв'язок розглядають як крайній випадок полярного ковалентного зв'язку, бо спільна пара електронів настільки зміщена до одного з атомів, що практично належить лише цьому атому, який перетворюється на йон. Йони – це заряджені частинки, на які перетворюються атоми внаслідок втрати або приєднання електронів. Від'ємний заряд йона – аніона дорівнює числу електронів, які атом приєднав, а додатний заряд йона – катіона дорівнює числу електронів, які атом втратив. Протилежно заряджені йони притягуються один до одного, утворюючи йонні сполуки за механізмом йонного зв'язку:



Здатність атомів утворювати прості йони оцінюють величиною енергії йонізації або спорідненістю атомів до електрона. *S*-елементи з малою енергією йонізації, наприклад, лужні та лужно-земельні метали I – II груп утворюють лише катіони. *P*-елементи VI та VII груп внаслідок їхньої значної спорідненості до електрона легко утворюють прості аніони. Отже, йонні сполуки найлегше утворюються внаслідок взаємодії лужних і лужно-земельних металів з киснем і галогенами.

Характерною ознакою йонного зв'язку є його ненасиченість і ненапрявленість у просторі.

Металічний зв'язок

Багатоцентровий зв'язок, який утворюється внаслідок взаємодії відносно вільних електронів з йонами металів, що містяться у вузлах кристалічних ґраток, називають *металічним зв'язком*. Утворення цих зв'язків ґрунтується на процесі вільного переміщення спільних валентних електронів між атомами металу, що зумовлює високу теплопровідність і електропровідність чистих металів. Металічний зв'язок є *ненапрявлений і делокалізований*. Цей вид зв'язку характерний для простих речовин – металів (K, Na, Cu, Fe, Au) та їхніх стопів, і подібний до ковалентного. Хоч енергія металічного зв'язку й менша, ніж енергія ковалентного зв'язку, та металічний зв'язок дуже міцний.

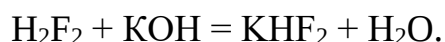
Міжмолекулярні зв'язки

Водневий зв'язок

Водневим називають зв'язок, який утворюється між атомом Гідрогену, який має надлишковий (ефективний) δ^+ позитивний заряд, у молекулі однієї сполуки та атомом більш електронегативного елемента (F, O, Cl, N), який має надлишковий (ефективний) δ^- негативний заряд, у молекулі цієї ж або іншої сполуки. Такий зв'язок існує між молекулами полярної будови, наприклад, таких сполук як H_2O , HF, NH_3 , спиртів R-OH, кислот (R-COOH) тощо. Міцність водневого зв'язку значно менша, ніж інших видів зв'язку, його енергія становить 10-40 кДж/моль.

Водневий зв'язок може бути як міжмолекулярним (у HF, воді, спиртах), так і внутрішньомолекулярним (у молекулах білків, амінокислот, полімерів). Наявність водневого зв'язку сприяє асоціації молекул (агрегації), що виявляється в аномальних фізичних властивостях, зокрема, високій температурі кипіння таких речовин як вода, спирти, кислоти тощо.

Так, температура кипіння речовини тим вища, чим більша молекулярна маса сполуки, але такі речовини як H₂O, HF, етанол, оцтова кислота з меншими молекулярними масами, мають високі температури кипіння, порівняно з їхніми аналогами чи ізомерами. Причиною такого ефекту є міжмолекулярний водневий зв'язок і, відповідно, утворення асоціатів (H₂O)_n, тетрамерів H₄F₄ тощо. Так, флуоридна кислота в хімічних реакціях поводить себе як двоосновна, утворюючи гідрогенфлуориди:



А молекули нуклеїнових кислот (ДНК, РНК) і білків завдяки водневим зв'язкам утворюють просторові спіралі, саме за допомогою водневих зв'язків передається генетична інформація.

Ван-дер-Ваальсові сили

Усі молекули можна поділити на три основних типи: неполярні, полярні та йонні. Оскільки полярні та йонні молекули відрізняються лише ступенем полярності, їх можна умовно об'єднати як полярні. Враховуючи таку класифікацію і позначивши молекули двох типів через А і В, внаслідок виникнення між ними сил притягування або відштовхування, можна передбачити такі варіанти взаємодії електронейтральних молекул (які називають ще Ван дер Ваальсовими силами):

А	В
а) полярна	полярна;
б) полярна	неполярна;
в) неполярна	неполярна.

Згідно з варіантом а) відбувається взаємодія двох полярних молекул А і В, яка називається *орієнтаційною взаємодією*. Суть її полягає у тому, що внаслідок взаємодії дипольних молекул А і В відбувається їх переорієнтація одна відносно одної так, що

позитивнозаряджений полюс диполя А притягує до себе негативно заряджений полюс диполя В (рис. 4).

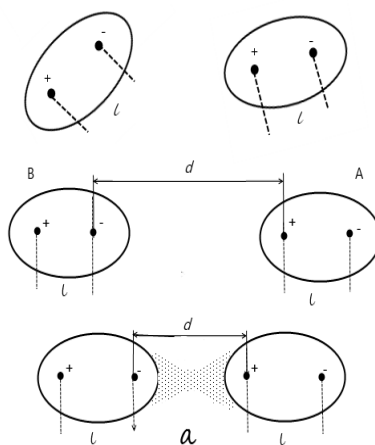


Рис. 4. Орієнтаційна взаємодія молекул.

Ця переорієнтація відбувається доти, поки не урівноважиться силами відштовхування, що зростають зі зменшення відстані між центрами різнойменних диполів А і В. У цьому випадку потенційна енергія системи теж зменшується, що рівнозначно посиленню зв'язку між молекулами. Чим більша довжина молекул-диполів, тим більша енергія орієнтаційної взаємодії. Оскільки тепловий рух молекул порушує орієнтацію, то, відповідно, підвищення температури послаблює силу орієнтаційної взаємодії.

Варіант б) – це *індукційна взаємодія* полярної і неполярної молекул (рис. 5).

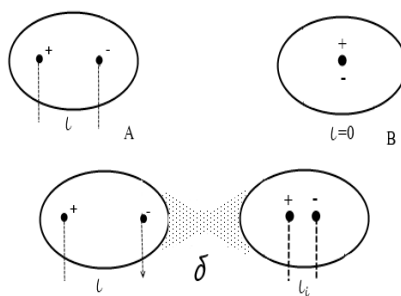


Рис. 5. Індукційна взаємодія молекул.

У неполярній молекулі, дипольний момент якої $\mu_p = 0$, електричне поле полярної молекули може індукувати диполь з ($\mu_i \neq 0$) отже, молекула стане тимчасово індуковано-полярною. Між постійним диполем молекули А та індукованим диполем молекули В виникає індукційна взаємодія.

Зазвичай не всі неполярні молекули мають однакову здатність до індукування: чим більше поляризована молекула, тим більша величина індукованого в ній моменту, і тим ефективніша індукційна взаємодія. Позаяк індукування призводить до зміни або деформації електронної оболонки молекули, то цей тип взаємодії іноді називають *деформаційним*. Індукування або деформація неполярної молекули залежить від напруженості електричного поля полярної молекули, а тому індукційний ефект не залежить від температури.

Природно, що дві полярні молекули у процесі взаємодії можуть піддаватися індуванню, і під впливом їхніх електричних полів виникнуть додатково індуковані диполі. Загальна взаємодія складається з орієнтаційного та індукційного ефектів. Наприклад, постійний дипольний момент молекули H_2O більший, ніж молекули NH_3 , але молекула амоніаку легше індукується, тому її дипольний момент вищий, ніж молекули H_2O . Відповідно, амінокомплекси $[\text{Me}(\text{NH}_3)_x]^{n+}$ є стійкішими, ніж аквакомплекси $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_x]^{m+}$.

Для двох неполярних молекул характерний третій тип взаємодії *в) – дисперсійний* (рис. 6).

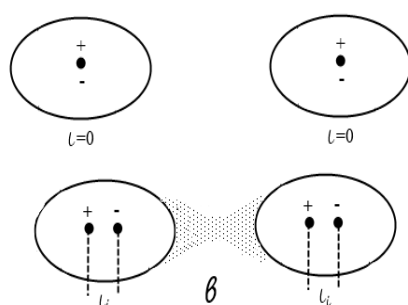


Рис. 6. Дисперсійна взаємодія молекул.

Хоча дипольний момент обох неполярних молекул дорівнює нулю, внаслідок пульсуючого руху електронів усередині однієї з молекул на мить виникає незначний дипольний момент. Завдяки цьому дипольному моменту молекула індукує відповідний дипольний момент сусідньої молекули, яка теж індукує дипольний момент ще іншої молекули, – і так між цими на мить утвореними молекулами-диполями виникає дисперсійна взаємодія.

Дисперсійні сили тим більші, чим легше поляризується молекула або атом, і чим менша відстань між молекулами. В такий спосіб відбувається зрідження інертних газів, а також газів – простих речовин,

молекули яких утворені з двох однакових атомів ковалентним неполярним зв'язком і не мають дипольного моменту.

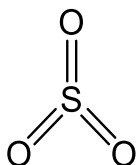
Слід зазначити, що для реальних молекул встановити будь-який єдиний тип взаємодії неможливо. Практично у процесі взаємодії молекул у певній мірі виявляються всі три типи взаємодій: орієнтаційна, індукційна та дисперсійна.

$$E_{\text{заг.}} = E_0 + E_i + E_d.$$

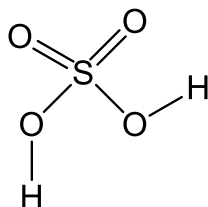
Отже, загальна енергія притягання між молекулами $E_{\text{заг.}}$ є сумою енергій орієнтаційної (E_0), індукційної (E_i) і дисперсійної (E_d) взаємодії.

Графічні формули сполук

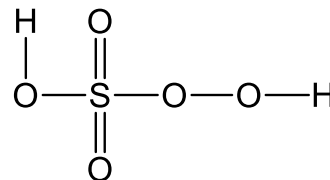
Графічні формули відображають послідовність сполучення атомів у молекулі. У таких формулах йонний і ковалентний зв'язки не розділяють, а обидва позначаються рисочкою. Подвійний зв'язок позначають двома рисочками, потрійний – трьома.



Сульфур(VI) оксид



Сульфатна кислота



Пероксосульфатна кислота

Основні положення методу молекулярних орбіталей

За методом валентних зв'язків усі види ковалентних зв'язків утворюються валентними електронами, природу та поведінку яких розглядали як корпускулярну. Метод валентних зв'язків (метод ВЗ) дає можливість зрозуміти здатність атомів утворювати конкретне число ковалентних зв'язків, пояснює напрямленість ковалентного зв'язку, надає задовільний опис структури і властивостей переважної більшості молекул. Проте в окремих випадках метод ВЗ не може пояснити природу утворених хімічних зв'язків, або приводить до неправильних висновків про властивості молекул сполук і, відповідно, речовин.

Наприклад, відомо про існування досить міцного молекулярного йона водню H_2^+ , енергія розриву зв'язку якого становить 256 кДж/моль. Проте ніякої пари електронів в цьому випадку утворитися не може, позаяк у складі йона H_2^+ є лише один електрон, і методом ВЗ пояснити існування такого йона складно.

Згідно з методом ВЗ молекула кисню O_2 утворюється внаслідок перекривання двох p -орбіталей і поєднання валентних електронів у дві спільні пари електронів, як показано на рис. 7.

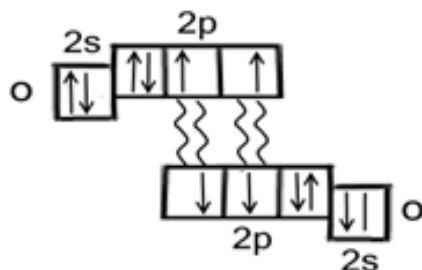


Рис. 7. Схема утворення молекули кисню методом ВЗ.

Однак магнітні властивості кисню свідчать про те, що в молекулі O_2 повинні міститися неспарені електрони, які й наділяють його цими властивостями.

Кожний електрон, завдяки наявності у нього спіну, створює власне магнітне поле, напрям якого визначається напрямом спіну. Отже, магнітні поля, утворені двома спареними електронами, взаємно компенсуються, тому молекули, у складі яких є тільки спарені електрони, не створюють власного магнітного поля. Речовини, що складаються з таких молекул, є *діамагнітними* – вони виштовхуються з магнітного поля. А речовини, молекули яких містять неспарені електрони, мають власне магнітне поле, тобто є *парамагнітними*, і такі речовини втягуються у магнітне поле.

Експериментально встановлено, що кисень – речовина з парамагнітними властивостями, а це підтверджує наявність у його молекулі неспарених електронів.

Методом ВЗ важко пояснити й те, що відокремлення електронів від молекул приводить до зміцнення хімічного зв'язку. Так, енергія руйнування зв'язку в молекулі F_2 становить 155 кДж/моль, а в молекулярному йоні F_2^+ – 320 кДж/моль; аналогічні величини для молекули O_2 і молекулярного йона O_2^+ становлять, відповідно, 494 і 642 кДж/моль.

Усі перелічені факти можна ґрунтовно пояснити, використовуючи **метод молекулярних орбіталей (МО)**, згідно з яким механізм хімічного зв'язку розглядають із врахуванням хвильової поведінки електрона.

Оскільки, стан електронів у атомі згідно із законами квантової механіки описується як сукупність атомних орбіталей, а кожна така орбіталь характеризується набором атомних квантових чисел, то логічним буде припущення, що стан електронів у молекулі можна описати як сукупність молекулярних орбіталей також із набором молекулярних квантових чисел. Отже, електрони розташовуються у відповідних молекулярних орбіталах згідно з правилом Гунда та принципом Паулі у міру підвищення їхнього енергетичного рівня, тобто у кожній молекулярній орбіталі може бути не більше двох електронів з протилежно напрямленими спінами.

Молекулярна орбіталь може бути зосереджена поблизу одного з атомних ядер, що міститься у складі молекули: такий електрон практично належить одному атому і не бере участі в утворенні хімічних зв'язків. У інших випадках більша частина орбіталі розміщена в ділянці простору, близькій до обох атомних ядер, що відповідає утворенню двоцентрового хімічного зв'язку. Проте, молекулярна орбіталь зазвичай належить кільком атомним ядрам і бере участь в утворенні багатоцентрового хімічного зв'язку. Отже, згідно з методом МО двоцентровий зв'язок є лише окремим випадком багатоцентрового хімічного зв'язку.

Найпоширенішим способом визначення виду молекулярних орбіталей на основі відомих атомних орбіталей є варіант методу МО – метод лінійної комбінації атомних орбіталей (МО-ЛКАО). Цим методом визначають молекулярні орбіталі, які використовують для утворення зв'язку, тобто валентні орбіталі з неспареними та зі спареними електронами, розміщеними на зовнішньому енергетичному рівні атома.

Хвильова функція ψ відповідає амплітуді хвильового процесу, який характеризує стан електрона. Враховуючи, що стан кожного електрона у атомі визначається хвильовими функціями $\psi_1, \psi_2, \dots$, то стан кожного електрона в молекулі характеризується новими хвильовими функціями ψ . Якщо під час взаємодії, наприклад, звукових або електромагнітних хвиль їхні амплітуди додаються, то й амплітуда молекулярної «електронної хвилі» (тобто молекулярна хвильова

функція) також утворюється додаванням амплітуд атомних «електронних хвиль» (тобто додаванням атомних хвильових функцій).

Тож, відповідно до методу МО-ЛКАО, лінійна комбінація атомних орбіталей, яка відповідає молекулярній орбіталі, здійснюється їх додаванням (знаки функції однакові та додатні), або відніманням (знаки функції різні), і має такий математичний вигляд:

$$\Psi(+) = c_1\psi_1 + c_2\psi_2 + \dots,$$

або

$$\Psi(-) = c_3\psi_1 - c_4\psi_2 - \dots,$$

де c_1, c_2, c_3, c_4 , – числові коефіцієнти, які можуть мати різні значення, що показують внесок відповідних атомних орбіталей у формування молекулярних орбіталей. Якщо в утворенні молекули беруть участь атоми одного і того самого елемента, то внесок атомних орбіталей однаковий, а $c_1 = c_2$ і $c_3 = c_4$, отже,

$$\Psi(+) = \psi_1 + \psi_2 + \dots \quad \text{і} \quad \Psi(-) = \psi_1 - \psi_2 - \dots.$$

На рис. 8, а зображено хвильові функції двох атомів, ядра яких розміщені на такій відстані r одне від одного, на якій вони перебувають в молекулі. Щоб визначити молекулярну хвильову функцію ψ додають одну до одної величини ψ_1 та ψ_2 і в результаті отримують криву, зображену на рис. 8, б. Як видно, у просторі між ядрами значення молекулярної хвильової функції ψ більше, ніж значення атомних хвильових функцій. А квадрат хвильової функції характеризує імовірність перебування електрона у відповідній ділянці простору, тобто густину орбіталі.

Отже, збільшення ψ порівняно з ψ_1 та ψ_2 означає, що в разі утворення молекулярної орбіталі густина її у між'ядерному просторі збільшується. Внаслідок цього виникають сили взаємодії позитивно заряджених атомних ядер до цієї ділянки, тобто утворюється хімічний зв'язок, і утворена молекулярна орбіталь називається **зв'язувальною**. У цьому випадку ділянка підвищеної електронної густини утворюється поблизу лінії зв'язку, а утворена внаслідок взаємодії двох атомних $1s$ -орбіталей зв'язувальна молекулярна орбіталь позначається $\sigma^{зв}1s$ ($\sigma 1s$).

Електрони, що перебувають у зв'язувальній молекулярній орбіталі, називаються **зв'язувальними електронами**.

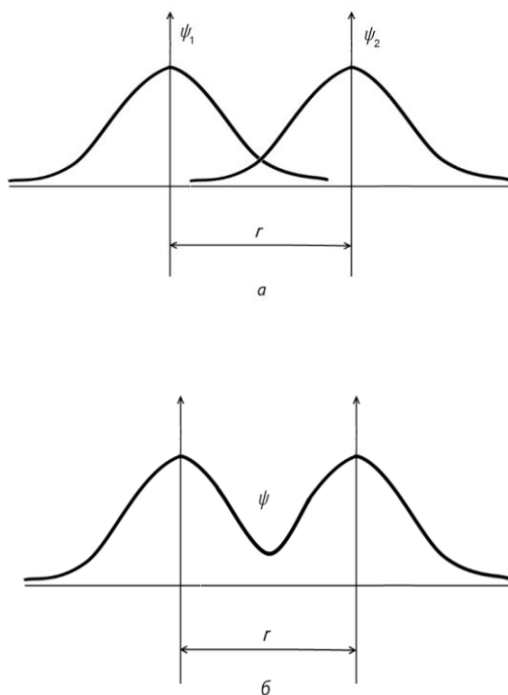


Рис. 8. Схема утворення зв'язувальної молекулярної орбіталі з атомних 1s-орбіталей.

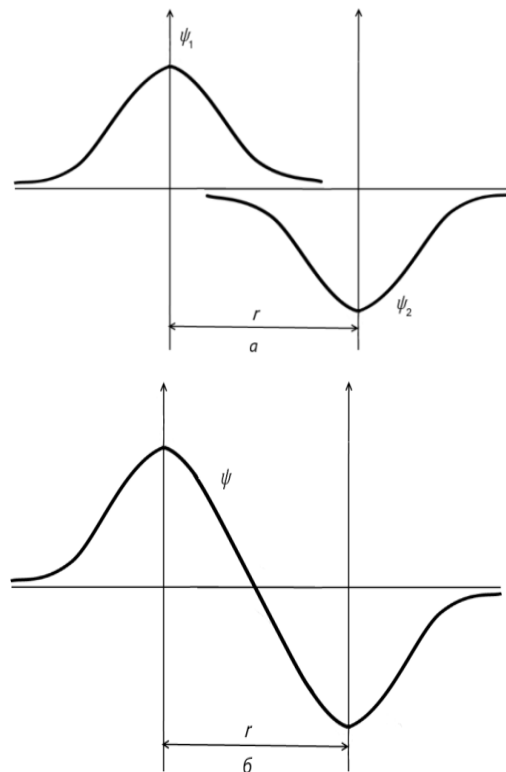


Рис. 9. Схема утворення антизв'язувальної молекулярної орбіталі з атомних 1s-орбіталей.

Однак, можливий і випадок, якщо знаки хвильових функцій 1s-орбіталей різні, тобто хвильова функція 1s-орбіталі одного атома додатна, а другого атома – від'ємна. Як результат додавання цих хвильових функцій виникає крива, показана на рис. 9, а. Молекулярна орбіталь, що утворюється в разі подібної взаємодії, характеризується зменшенням абсолютної величини хвильової функції у між'ядерному просторі порівняно з її значенням у атомах. На осі зв'язку виникає точка, у якій значення хвильової функції, а отже, і її квадрату, перетворюється на нуль (рис. 9, б) і густина орбіталі в просторі між атомами теж зменшиться. Тому взаємодія кожного атомного ядра в напрямі до між'ядерної ділянки простору буде слабкішим, ніж у протилежному напрямі, тобто виникнуть сили взаємного відштовхування ядер. Тож, хімічний зв'язок між атомами не виникає, і утворена молекулярна орбіталь називається **антизв'язувальною** та позначається σ^*1s (σ^*1s), а електрони, що на ній перебувають, **антизв'язувальними електронами**.

Перехід електронів з атомних 1s-орбіталей у зв'язувальну молекулярну орбіталь з утворенням хімічного зв'язку супроводжується виділенням енергії. А перехід електронів з атомних 1s-орбіталей у

антизв'язувальну молекулярну орбіталь потребує затрати енергії. Отже, енергія електронів у молекулярній* орбіталі $\sigma 1s$ нижча, а в орбіталі $\sigma^* 1s$ вища, ніж в атомних $1s$ -орбіталях, що видно зі схеми на рис. 10. Наближено можна вважати, що у випадку переміщення електрона з $1s$ -орбіталі у зв'язувальну молекулярну орбіталь виділяється стільки ж енергії, скільки потрібно витратити для його переміщення в антизв'язувальну молекулярну орбіталь.

Відомо, що в найстійкішому (незбудженому) стані атома електрони перебувають в атомних орбіталях, які характеризуються найменшою можливою енергією. Так само найстійкіший стан молекули досягається в тому випадку, якщо електрони перебувають в молекулярних орбіталях, що мають мінімальну енергію. Тому в разі утворення молекули водню обидва електрони перемістяться з атомних $1s$ -орбіталей у зв'язувальну молекулярну орбіталь $\sigma 1s$ і утворять спільну пару згідно з принципом Паулі, як показано на рис. 11.

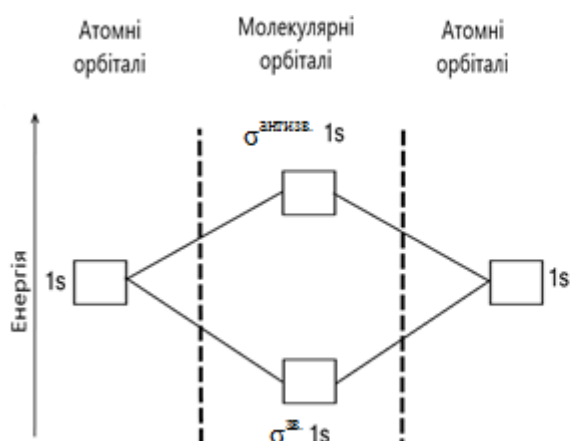


Рис. 10. Енергетична схема утворення молекулярних орбіталей внаслідок взаємодії $1s$ -орбіталей двох однакових атомів.

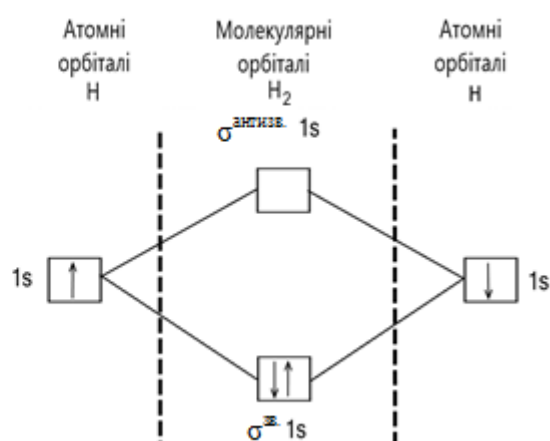
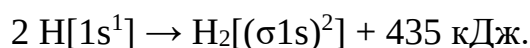


Рис. 11. Енергетична схема утворення молекули водню.

Використовуючи символи, що відображають розміщення електронів у атомних і молекулярних орбіталях, утворення молекули H_2 можна подати схемою:



За методом ВЗ кратність зв'язку в молекулах визначається числом спільних пар електронів, утворених лише неспареними електронами. Простим або одинарним вважається зв'язок, утворений однією спільною парою електронів, подвійним зв'язком – утворений двома спільними

парами електронів, потрійним – утворений трьома спільними парами електронів.

Згідно з методом МО кратність зв'язку прийнято визначати за кількістю електронів у зв'язувальних орбіталях, які його утворюють, враховуючи, що у кожній молекулярній орбіталі розташовано два електрони:

$$K = \frac{(n_e - n_e^*)}{2}.$$

Щоб заповнити антизв'язувальну орбіталь, електрони витрачають енергію, яка вивільнилася під час заповнення електронами зв'язувальних орбіталей, тому за хімічний зв'язок у молекулі відповідає надлишок електронів у зв'язувальних орбіталях. Так, хімічний зв'язок у молекулі водню, утворений лише двома електронами у зв'язувальній орбіталі, тому його слід розглядати як простий зв'язок ($K = 1$). У молекулі кисню у зв'язувальних орбіталях розміщено шість електронів, а в антизв'язувальних – два, тобто чотири електрони у зв'язувальних орбіталях утворюють подвійний зв'язок:

$$K = \frac{(6 - 2)}{2} = 2.$$

За наявності у молекулі азоту лише 6 зв'язувальних електронів:

$$K = \frac{(6 - 0)}{2} = 3.$$

Отже, метод молекулярних орбіталей чіткіше описує утворення хімічного зв'язку в молекулах простих і складних речовин та, відповідно, властивості цих речовин.

Приклад № 1

До яких елементів зміщені спільні пари електронів в молекулах сполук: NH_3 , H_2O , F_2O ?

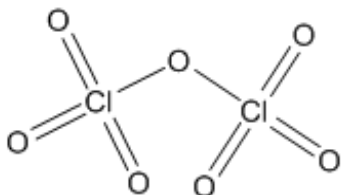
Розв'язок. Враховуючи значення електронегативності (див табл. на стор. 70) робимо висновки:

- а) для NH_3 спільні пари електронів зміщені до Нітрогену N;
- б) для H_2O спільні пари електронів зміщені до Оксигену;
- в) для F_2O спільні пари електронів зміщені до Флуору F.

Приклад № 2

Запишіть структурну формулу хлор(VII) оксиду. У відповіді вкажіть: а) кількість утворених спільних пар електронів; б) кількості одинарних і подвійних зв'язків у молекулах.

Розв'язок:



Подвійних зв'язків – 6; простих – 2.

кількість спільних пар електронів – 14.

Відповідь:

а) 14; б) одинарних – 2; подвійних – 6.

Завдання для перевірки знань:

1. Навести приклади сполук з ковалентним неполярним, ковалентним полярним і йонним зв'язками та пояснити механізм утворення зв'язків цих видів. Намалювати графічні формули сполук.
2. Навести приклади сполук з донорно-акцепторним і дативним видами зв'язків і пояснити механізм їх утворення. Намалювати графічні формули сполук.
3. Пояснити, який вид хімічного зв'язку в речовинах, формули яких K_3PO_3 , KOH , CaC_2 , CH_4 , NH_4Cl ? Намалювати їхні графічні формули.
4. Елементи А і Б належать до одного періоду. Один з них реагує з водою, утворюючи сполуку, що взаємодіє з вищим оксидом іншого елемента і утворює сполуку ABO_4 , масова частка Оксигену в якій становить 52,25%. Визначити невідомі елементи А і Б. Охарактеризувати хімічні зв'язки у сполуках.
5. Обчислити відносну електронегативність Броду, якщо його енергія йонізації та спорідненість до електрона становлять 1140,8 кДж/моль та 341,4 кДж/моль, відповідно, а електронегативність Літію – 536,0 кДж/моль.
6. Обчислити відносну електронегативність Оксигену, якщо його енергія йонізації та спорідненість до електрона становлять 1503,7 кДж/моль та 372,6 кДж/моль, відповідно, а електронегативність атома Літію – 536,0 кДж/моль.

7. Обчислити відносну електронегативність Флуору, якщо його енергія йонізації становить 1749,4 кДж/моль, спорідненість до електрона – 365,9 кДж/моль, а електронегативність Літію – 536,0 кДж/моль.
8. Написати електронну схему молекули F_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
9. Написати електронну схему молекулярного йона O_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
10. Написати електронну схему молекулярного йона O_2^- методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
11. Написати електронну схему молекулярного йона H_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
12. Написати електронну схему молекулярного йона H_2^- методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
13. Написати електронну схему молекулярного йона He_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
14. Написати електронну схему молекулярного йона Li_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
15. Написати електронну схему молекули Li_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
16. Написати електронну схему молекули NO методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

План до теми:

1. Класифікація неорганічних сполук.
2. Критерії класифікації неорганічних сполук.
3. Бінарні (двоелементні), тринарні (триелементні) та багатоеlementні складні речовини.
4. Основні класи неорганічних сполук.
5. Оксиди. Одержання оксидів і їхні хімічні властивості.
6. Амфотерні оксиди та їхні хімічні властивості.
7. Основи. Сильні, середні та слабкі основи.
8. Одержання основ і їхні хімічні властивості.
9. Луги. Одержання лугів і їхні хімічні властивості.
10. Амфотерні гідроксиди. Одержання та їхні хімічні властивості.
11. Кислоти. Особливості будови кислот і їхні графічні формули. Номенклатура кислот.
12. Сильні та слабкі кислоти, кислоти середньої сили.
13. Одержання кислот і їхні хімічні властивості.
14. Солі. Особливості будови солей та їх класифікація. Номенклатура солей.
15. Середні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні солі.
16. Одержання та хімічні властивості солей.
17. Солеподібні бінарні сполуки.
18. Комплексні сполуки, особливості їхньої будови.
19. Комплексоутворювачі. Ліганди. Координаційне число.
20. Види хімічного зв'язку у комплексних сполуках.
21. Критерії класифікації. Номенклатура координаційних сполук.
22. Хімічні властивості комплексних сполук.
23. Просторова будова та ізомерія координаційних сполук.

Перш ніж розглядати класифікацію неорганічних сполук, треба зазначити, що, згідно з постановою Української національної комісії з хімічної термінології та номенклатури, з метою наближення української хімічної номенклатури до міжнародної номенклатури IUPAC запропоновано використовувати латинські назви хімічних елементів. Окрім того, назву хімічного елемента, як узагальнювального поняття, запропоновано писати з великої літери, а назву простої речовини, утвореної цим елементом, і назви різних матеріальних складових елемента: йонів, атомів тощо – з малої літери.

Відомо сотні тисяч неорганічних сполук, які характеризуються якісним і кількісним складом молекул, внутрішньою будовою та комплексом хімічних властивостей. Неорганічні сполуки класифікують за різними критеріями. Одна з найперших – це класифікація за кількістю різнойменних атомів, які утворюють сполуку. За цим критерієм сполуки класифікують: на *бінарні*, що складаються з атомів двох елементів, *триелементні* – з атомів трьох елементів тощо. Проте, згідно з такою класифікацією до однієї групи належать сполуки різні за хімічними властивостями.

Найбільш поширеною є *класифікація неорганічних сполук, в основу якої покладено залежність загальних хімічних властивостей сполук від хімічного складу та будови цих сполук*. За цими критеріями неорганічні сполуки поділяються на такі класи: **оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти, солі**.

Оксиди

Оксидами називають бінарні сполуки елементів з Оксигеном, який має ступінь окиснення виключно -2 .

За хімічними характером оксиди поділяють на дві групи: *солетвірні* та *несолетвірні*. До несолетвірних оксидів належать N_2O , NO , CO , SiO та інші. Солетвірні оксиди поділяють на ***основні, кислотні та амфотерні***.

Оснóвними оксидами називають оксиди металічних елементів складу:

E_2O , де E – Li , Na , K , Rb , Cs , Tl , Cu , Ag , Au тощо;

EO , де E – Mg , Ca , Sr , Ba , Cd , Hg , Mn , Fe , Co , Ni тощо;

E_2O_3 , де E – In , Y , Tl , Ac , Am , V , Mn тощо;

а також ThO_2 тощо.

Кислотними оксидами називають:

- оксиди неметалічних елементів, такі як B_2O_3 , CO_2 , SiO_2 , NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , SO_2 , SO_3 , SeO_3 , TeO_2 , TeO_3 , Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 ;

- оксиди металічних елементів з вищими ступенями окиснення, наприклад, TiO_2 , V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , Re_2O_7 , OsO_4 тощо.

Амфотерними оксидами називають оксиди, здатні залежно від умов реакції виявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів.

До амфотерних оксидів належать: CuO , BeO , ZnO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2 , PbO_2 , VO_2 тощо.

Якщо металічний елемент утворює кілька оксидів, то зазвичай оксиди, в яких елемент має найнижчий ступінь окиснення, є основними. Оксиди, в яких елемент перебуває в середньому ступені окиснення, виявляють амфотерні властивості, а оксиди металічних елементів з вищими ступенями окиснення – кислотні.

Наприклад: MnO^{+2} – основний оксид;
 MnO_2^{+4} – амфотерний оксид;
 $Mn_2O_7^{+7}$ – кислотний оксид.

Номенклатура оксидів

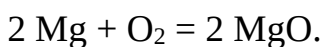
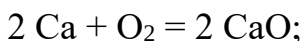
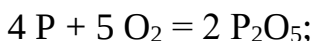
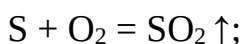
Згідно з правилами IUPAC назви оксидів складаються з назви катіона та слова «оксид», за потреби римськими цифрами у дужках вказують ступінь окиснення елемента, наприклад, N_2O – нітроген(I) оксид, NO – нітроген(II) оксид, N_2O_3 – нітроген(III) оксид, NO_2 – нітроген(IV) оксид, N_2O_5 – нітроген(V) оксид, CrO_3 – хром(VI) оксид, Mn_2O_7 – манган(VII) оксид.

Іноді використовують раціональну номенклатура, в основу якої покладено застосування грецьких числівників, що вказують кількість атомів Оксигену, яка припадає на один атом оксидоутворювального елемента. Згідно з цією номенклатурою оксиди нітрогену мають такі назви: N_2O – нітроген геміоксид, NO – нітроген монооксид, N_2O_3 – динітроген триоксид (нітроген секвіоксид), NO_2 – нітроген діоксид, N_2O_5 – динітроген пентаоксид або нітроген геміпентаоксид. Збільшуючи кількість атомів Оксигену отримують: MoO_3 – молібден триоксид, Mn_2O_7 – диманган гептаоксид або манган гемігептаоксид, OsO_4 – осмій тетраоксид.

Складні, подвійні, потрійні та інші оксиди називають як і прості оксиди, наприклад: Fe_3O_4 – ферум(II) диферум(III) тетраоксид, Pb_3O_4 – диплюмбум(II) плюмбум(IV) тетраоксид, Pb_2O_3 – плюмбум(II) плюмбум(IV) триоксид, Mn_3O_4 – диманган(II) манган(IV) тетраоксид, Al_2BeO_4 – діалюміній берилій тетраоксид.

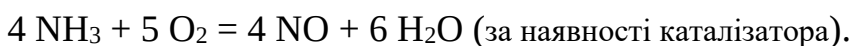
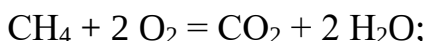
Способи одержання оксидів

1. Взаємодія простих речовин з киснем:

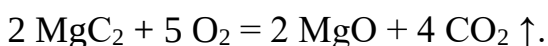
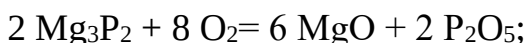
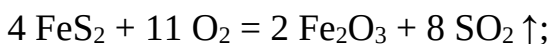


2. Окиснення бінарних та багатоелементних сполук:

- гідрогенвмісних сполук:



- сульфідів, фосфідів, боридів, карбідів тощо:

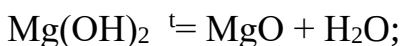


3. Термічний розклад:

- кислот:



- основ і амфотерних гідроксидів:



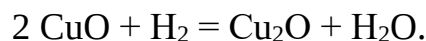
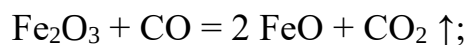
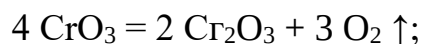
- солей слабких оксигеновмісних кислот:



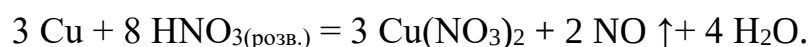
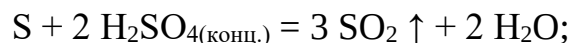
- нітратів металів від Mg до Cu в ряду активності металів:



4. Розкладання або відновлення оксидів елементів з високими ступеннями окиснення:



5. Взаємодія кислот-окисників з металами та неметалами:

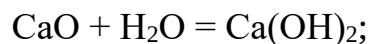
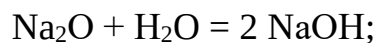
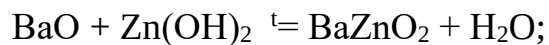
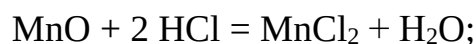
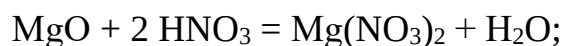
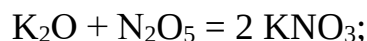


6. Взаємодія солей, утворених слабкими нетривкими кислотами, з сильнішими кислотами:

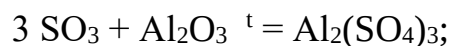
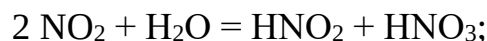


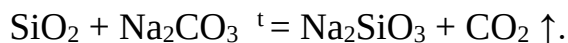
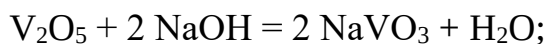
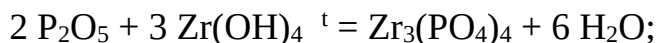
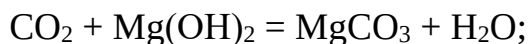
Хімічні властивості оксидів

1. *Основні оксиди* взаємодіють з кислотними оксидами та кислотами, амфотерними оксидами та гідроксидами (з водою реагують лише оксиди лужних і лужноземельних металів):

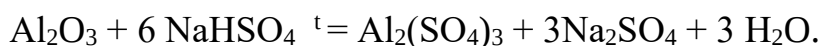
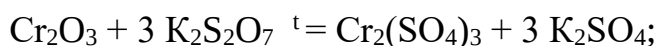
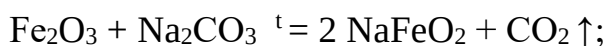
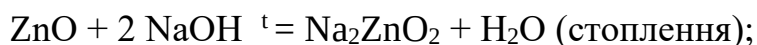
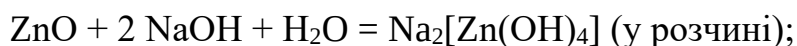
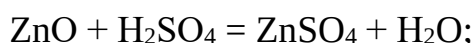
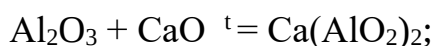
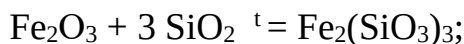


2. *Кислотні оксиди* взаємодіють з водою, основними та амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, з основами та лугами, солями:





3. *Амфотерні оксиди* взаємодіють як з кислотними, так і основними оксидами, як з кислотами, так і з лугами, а також із кислими солями та солями, утвореними слабкими кислотами, у процесі сплавляння:



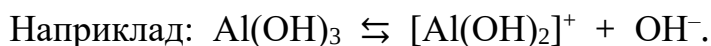
Основи, амфотерні гідроксиди

Основи – складні сполуки, які складаються з катіону металу та гідроксид-йону. Загальна формула – $\text{Me}(\text{OH})_x$. Згідно з теорією електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, які у розчині або у розтопі дисоціюють з утворенням лише одного типу аніонів – гідроксид-йонів.

За здатністю до дисоціації основи поділяють на сильні, середні та слабкі. *Сильні – розчинні у воді основи* – називають *лугами*. У водних розчинах лугів індикатори змінюють своє забарвлення: лакмус набуває синього кольору, фенолфталеїн – малинового, метилоранж – жовтого.

Амфотерні гідроксиди та основи – малорозчинні гідроксиди металів.

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів. Вони виявляють слабкі кислотні та основні властивості одночасно. Амфотерні гідроксиди погано розчиняються у воді, проте частково дисоціюють.



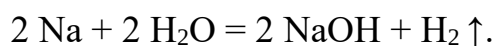
Кількість гідроксид-йонів здатних заміщуватися на кислотні залишки визначає кислотність основ і амфотерних гідроксидів. Тому вони можуть бути однокислотні (NaOH, TlOH, AgOH, CuOH), двокислотні (Ba(OH)₂, Fe(OH)₂, Cu(OH)₂, Zn(OH)₂); трикислотні (Bi(OH)₃, La(OH)₃, Mn(OH)₃, Al(OH)₃), чотирикислотні (Th(OH)₄).

Номенклатура

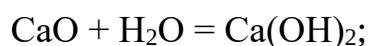
Назви основ і амфотерних гідроксидів утворюють із назви катіону або металопоподібної групи та слова «гідроксид». Наприклад: Fe(OH)₂ – ферум(II) гідроксид; Al(OH)₃ – алюміній гідроксид; Cr(OH)₃ – хром(III) гідроксид.

Способи одержання гідроксидів

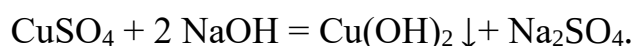
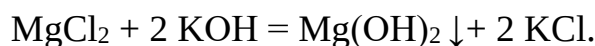
1. Взаємодія активних металів з водою (утворення лугів):



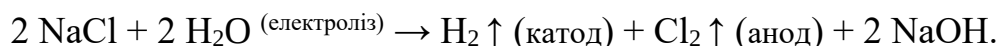
2. Взаємодія основних оксидів з водою (утворення лугів):



3. Взаємодія солей з лугами (утворення нерозчинних основ або амфотерних гідроксидів):



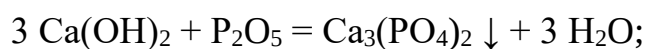
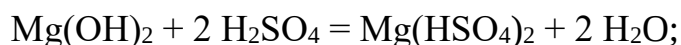
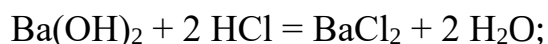
4. Електроліз водних розчинів солей лужних металів (у розчині):



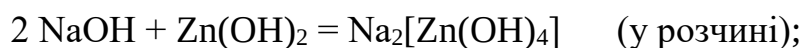
Хімічні властивості гідроксидів

1. Основи взаємодіють:

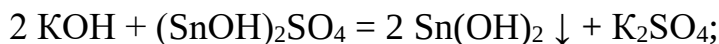
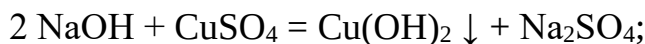
– з кислотами і кислотними оксидами:



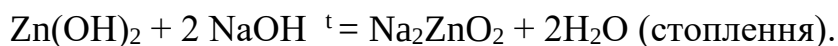
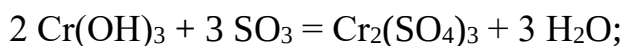
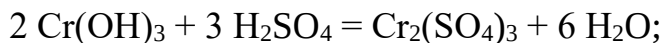
– луги взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами:



– луги в розчинах взаємодіють із солями (середніми, кислими та оснóвними):



2. Амфотерні гідроксиди взаємодіють як з кислотами і кислотними оксидами, так і з основами та оснóвними оксидами:



Назви солей: $\text{Na[Al(OH)}_4]$ – натрій тетрагідроксоалюмінат, $\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$ – натрій гексагідроксоалюмінат, Na_2ZnO_2 – натрій цинкат.

Кислоти

Кислотами називають складні сполуки, що містять тільки йони гідрогену, здатні заміщуватися катіонами металів або металоподібних груп з утворенням солей. Група атомів, що залишається внаслідок відщеплення від молекули кислоти йонів гідрогену, називається кислотним залишком.

Кількість йонів гідрогену, здатних заміщуватися на катіони металів, визначає *основність* кислоти. За основністю розрізняють одноосновні (HCl , HClO_4 , HNO_3 , H_3PO_2 , HMnO_4) двоосновні (H_2SO_4 , H_2CrO_4 , H_2SiO_3) триосновні (H_3PO_4 , H_3BO_3) і багатоосновні кислоти $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 , H_6IO_6 .

За хімічним складом і властивостями кислоти можна поділити на *безоксигенові* (HCl , HI , H_2S , H_2Te) та *оксигеновмісні* (H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO , HNO_3).

За вмістом води кислоти поділяють на *орто-* і *мета-* (багаті й бідні на воду) кислоти: H_3PO_4 – ортофосфатна та HPO_3 – метафосфатна, H_3PO_3 – ортофосфітна та HPO_2 – метафосфітна, H_4SiO_4 – ортосилікатна та H_2SiO_3 – метасилікатна.

За здатністю до дисоціації кислоти поділяють на *сильні* (HI, HBr, HCl, HClO₄, H₂SO₄, HNO₃), *середньої сили* (H₃PO₄) та *слабкі* (H₂CO₃, H₂SO₃, H₂S, H₂SiO₃, H₃BO₃, HClO).

За окисною здатністю кислоти поділяють на кислоти – *окисники*: HNO₃, H₂SO_{4(конц.)}, HClO, HClO₃, HClO₂; та кислоти – *неокисники*: HCl, HBr, H₂S, H₂SO_{4(розв.)}.

Кислоти за хімічним складом і будовою поділяють ще на ізополі-, гетерополі-, тіо- та пероксокислоти.

Ізополікислоти можна розглядати як продукти заміщення атома оксигену в кислотному залишку на кислотний залишок цієї ж кислоти, або як продукт взаємодії молекули води з двома чи трьома молекулами кислотного оксиду, або ж взаємодію оксигеновмісної кислоти з молекулою кислотного оксиду, наприклад (H₂S₂O₇, H₂S₃O₁₀, H₄P₂O₇, H₅P₃O₁₀, H₆P₄O₁₃, H₂B₄O₇):



Гетерополікислоти можна розглядати як похідні звичайних оксигеновмісних кислот, у яких атоми оксигену в кислотному залишку частково або повністю заміщені на кислотні залишки інших кислот або ізополікислот, наприклад: H₄[Si(W₃O₁₀)₄], H₃[P(Mo₂O₇)₄].

Якщо в оксигеновмісних кислотах атоми оксигену замістити на кислотні залишки слабкої кислоти H₂S або H₂O₂, який виявляє слабкі кислотні властивості, то утворюються тіо- та пероксокислоти, наприклад: H₂S₂O₃, H₂CS₃, H₂SO₅, H₂S₂O₈.

Номенклатура кислот

За правилами міжнародної номенклатури назви кислот утворюють від кореня латинської назви кислотоутворювального елемента і суфіксів залежно від ступеня окиснення цього елемента, або вказують ступінь окиснення. Загалом назва кислоти утворюється від назви аніона кислоти:

H₂SO₃ – сульфїтна кислота, елемент сульфур(IV), суфікс *-ит*;

H₂SO₄ – сульфатна, елемент сульфур(VI), суфікс *-ат*;

HNO₂ – нїтритна, елемент нїтроген(III), суфікс *-ит*;

HNO₃ – нїтратна, елемент нїтроген(V), суфікс *-ат*.

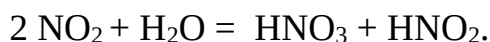
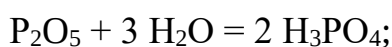
Або, якщо елемент утворює кілька оксигеновмісних кислот, то їх називають так: HClO – хлоратна (I) кислота, HClO₂ – хлоратна (III)

кислота, HClO_3 – хлоратна (V) кислота, HClO_4 – хлоратна (VII) кислота, H_2SO_4 – сульфатна (VI) кислота. Іноді у назві оксигеновмісних кислот з найвищим ступенем окиснення використовують ще префікс *пер-*, наприклад, HClO_4 – перхлоратна чи HMnO_4 – перманганатна. А у назві кислоти елемента з найнижчим ступенем окиснення використовують префікс *гіпо-*, наприклад, HClO – гіпохлоритна, HBrO – гіпобромітна.

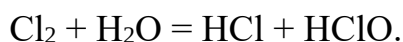
У назві безоксигенових кислот, так само від назви аніона кислоти використовують суфікси *-ид*, *-ід*, наприклад: HCl – хлоридна, HN_3 – азидна, H_2S – сульфідна, H_2Te – телуридна.

Основні способи одержання кислот

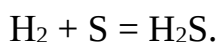
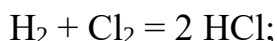
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:



2. Взаємодія активних неметалів з водою:



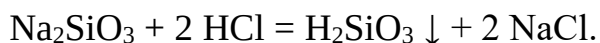
3. Безпосереднє сполучення неметалів з воднем і подальше розчинення отриманих газів у воді :



4. Окиснення неметалів кислотами окисниками:

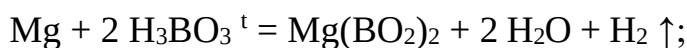
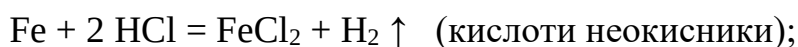


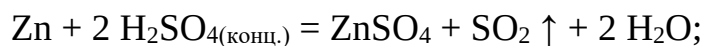
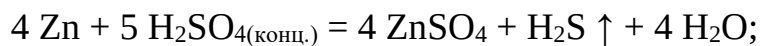
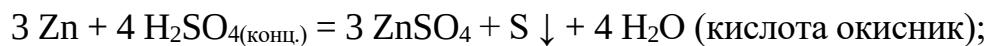
5. Взаємодія між солями, утвореними слабшими кислотами, та сильними кислотами:



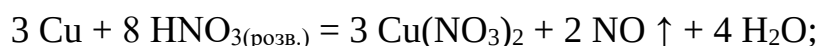
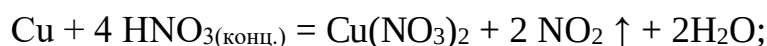
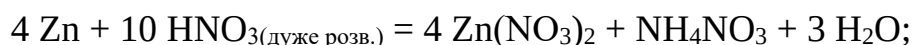
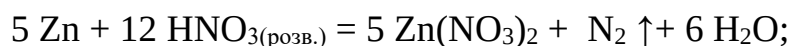
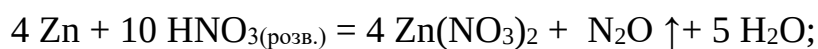
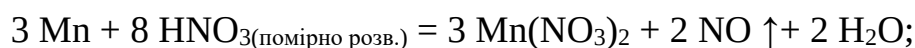
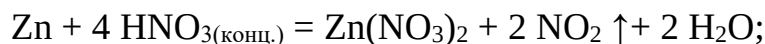
Основні хімічні властивості кислот

1. Взаємодія кислот з металами:

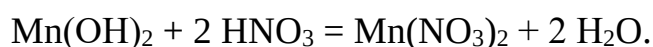
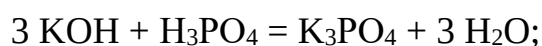
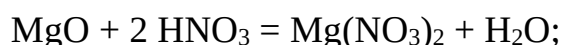
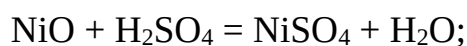




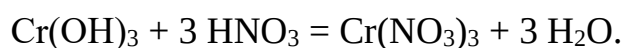
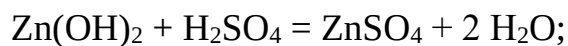
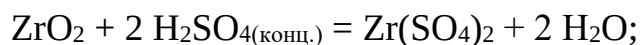
Нітратна кислота взаємодіє з металами різної активності лише як окисник, і залежно від її концентрації утворюються різні продукти відновлення нітрогену:



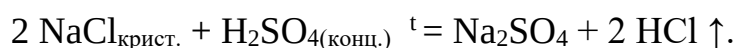
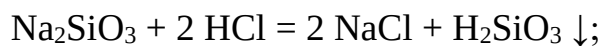
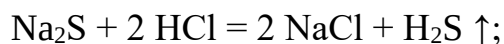
2. Взаємодія кислот з основними оксидами та основами:



3. Взаємодія кислот з амфотерними оксидами та гідроксидами:



4. Взаємодія кислот із солями, утвореними слабшими кислотами:



Солі

Солі – кристалічні речовини йонної будови, які є продуктами повного чи неповного заміщення йонів гідрогену кислоти катіонами металів чи металоподібних груп або гідроксид-йонів основ (чи амфотерних гідроксидів) – кислотними залишками.

Солі за хімічним складом і властивостями поділяються на середні, кислі, основні, координаційні (комплексні), змішані та подвійні.

Середні солі – це продукти повного заміщення йонів гідрогену кислоти на катіон металу. Наприклад: NaCl , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Na_3PO_4 , CaCO_3 .

Кислі солі – це продукти неповного заміщення йонів гідрогену багатоосновної кислоти на катіони металу. Наприклад: NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHSO_4 , $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$.

Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксид-йонів основи чи амфотерного гідроксиду кислотними залишками. Наприклад: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $[\text{CuOH}]_2\text{CO}_3$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$.

Подвійні солі утворюються в результаті сумісної кристалізації двох солей з однаковими аніонами, що мають спільні кристалічні ґратки: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, NH_4MgPO_4 .

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками. Наприклад: CaOCl_2 ($\text{Cl}-\text{Ca}-\text{OCl}$).

Комплексні (координаційні) солі – це такі сполуки, у складі яких є комплексний йон – катіон або ж аніон, утворений за донорно-акцепторним механізмом (координаційний зв'язок) із позитивно заряджених йонів металів (іноді незаряджених атомів) з кислотними аніонами чи гідроксильними групами OH^- , або молекулами H_2O , NH_3 , CO , які можуть існувати самостійно: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_3$, $\text{Li}_3[\text{AlF}_6]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_4[\text{Sn}(\text{OH})_6]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

Номенклатура солей

Назви солей утворюють з назви катіонів та аніонів з відповідними префіксами, із зазначенням у круглих дужках (за потреби) ступеня окиснення відповідного елемента: CrSO_4 – хром(II) сульфат, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – ферум(III) нітрат, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – діамоній дихромат(VI), $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ – натрій гексагідроксистибат(V).

Кислі солі називають: KHCO_3 – калій гідрогенкарбонат, $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ – барій гідрогенсульфат(IV), $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – діамоній гідрогенфосфат,

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальцій дигідрофосфат, NaHS – натрій гідрогенсульфід, $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – кальцій дигідрогендифосфат.

Оснóвні солі називають: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюміній дигідроксохлорид або дигідроксоалюміній хлорид, $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ – ферум(III) гідроксосульфат, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – дикупрум(II) дигідроксокарбонат.

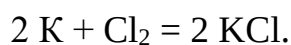
Подвійні солі називають: $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – амоній ферум(III) дисульфат, KMgCl_3 – калій магній трихлорид, $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ – амоній натрій гідрогенфосфат(V).

Змішані солі називають так, щоб за назвою можна було встановити їх склад, тобто потрібно вказати усі прості йони: $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – кальцій гіпохлорит хлорид або кальцій хлорид хлорат(I).

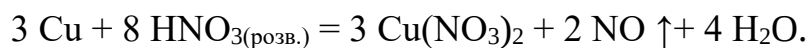
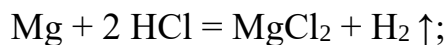
Подвійні та змішані солі як індивідуальні сполуки існують лише у кристалічному стані, бо у розчинах вони повністю дисоціюють на катіони металів і аніони кислотних залишків.

Способи одержання солей

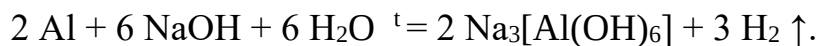
1. Безпосередня взаємодія простих речовин металів і неметалів:



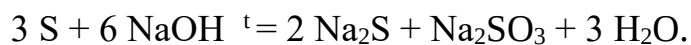
2. Взаємодія металів з кислотами:



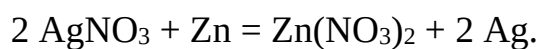
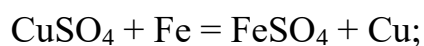
3. Взаємодія металів, які виявляють амфотерні властивості, з лугами:



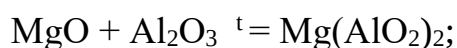
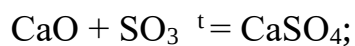
4. Взаємодія неметалів з лугами:

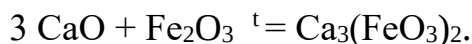


5. Реакції відновлення менш активних металів з їхніх солей більш активними металами:

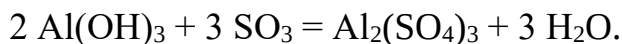
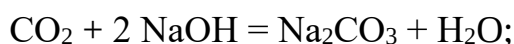


6. Взаємодія оснóвних оксидів з кислотними та амфотерними оксидами:

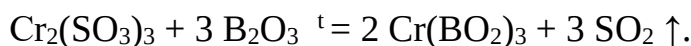
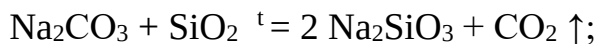




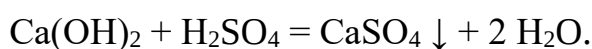
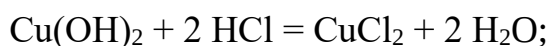
7. Взаємодія кислотних оксидів з основами та амфотерними гідроксидами:



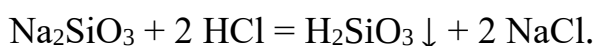
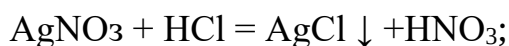
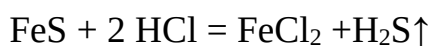
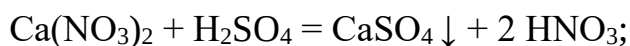
8. Взаємодія кислотних оксидів із солями у процесі стоплення:



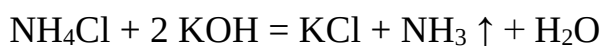
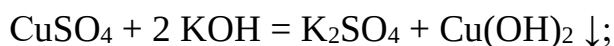
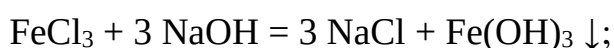
9. Взаємодія основ або амфотерних гідроксидів з кислотами:



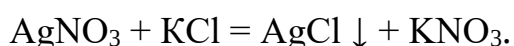
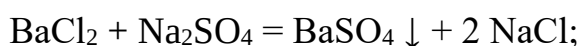
10. Взаємодія солей, утворених слабшими кислотами із сильнішими кислотами (зокрема, за умови утворення другого продукту – нерозчинної солі чи газу):



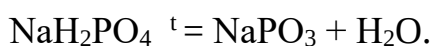
11. Взаємодія солей з лугами (зокрема, за умови утворення другого продукту – нерозчинної або слабкої основи) :



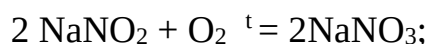
12. Реакції подвійного обміну між солями:



13. Реакції розкладу солей за нагрівання:

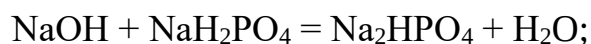
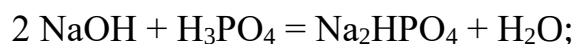
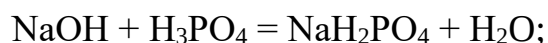


14. Реакції окиснення солей:

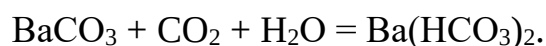


15. Утворення кислих солей:

- неповне заміщення йонів гідрогену багатоосновних кислот катіонами металів під час взаємодії з основами:

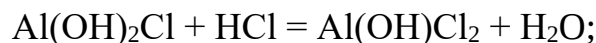
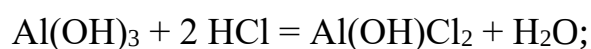
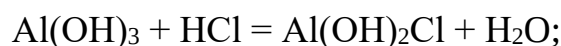


- взаємодія середніх солей з кислотами:

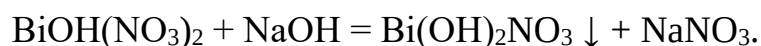
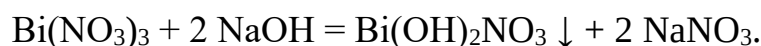


16. Утворення основних солей:

- неповне заміщення гідроксид-йонів основи чи амфотерного гідроксиду кислотними залишками:

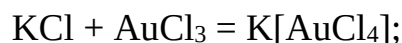


- взаємодія середніх солей з лугами:

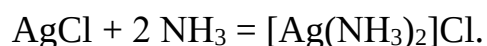
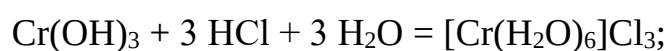


17. Утворення комплексних солей:

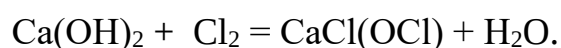
- аніонного типу (комплексний аніон):



- катіонного типу (комплексний катіон):



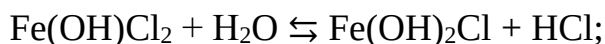
18. Утворення змішаних солей (CaOCl_2):



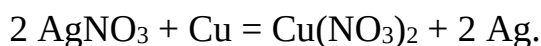
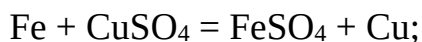
Хімічні властивості солей

1. Гідроліз солей у розчині – взаємодія з водою.

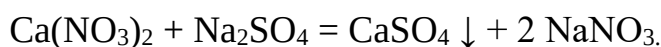
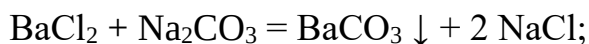
Гідролізують у розчині солі, утворені слабкими основами (або амфотерними гідроксидами) та сильними кислотами; слабкими кислотами та сильними основами; слабкими кислотами та слабкими основами (або амфотерними гідроксидами). Наприклад:



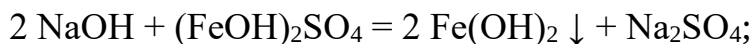
2. Взаємодія солей у розчинах з металами:



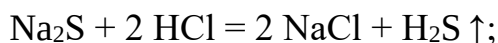
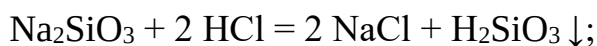
3. Взаємодія між солями у розчинах:



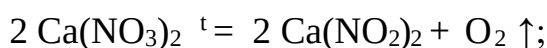
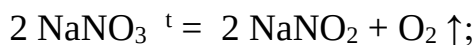
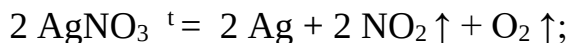
4. Взаємодія середніх, кислих і основних солей з лугами:

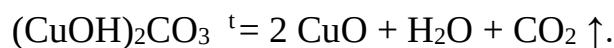
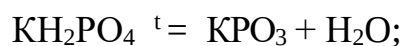
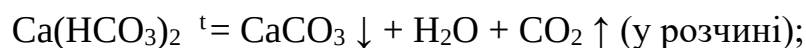
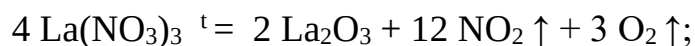


5. Взаємодія середніх, кислих і основних солей із сильнішими кислотами:

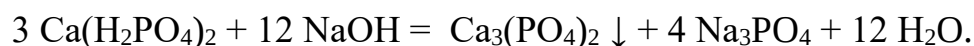


6. Розклад середніх, кислих і основних солей за нагрівання:





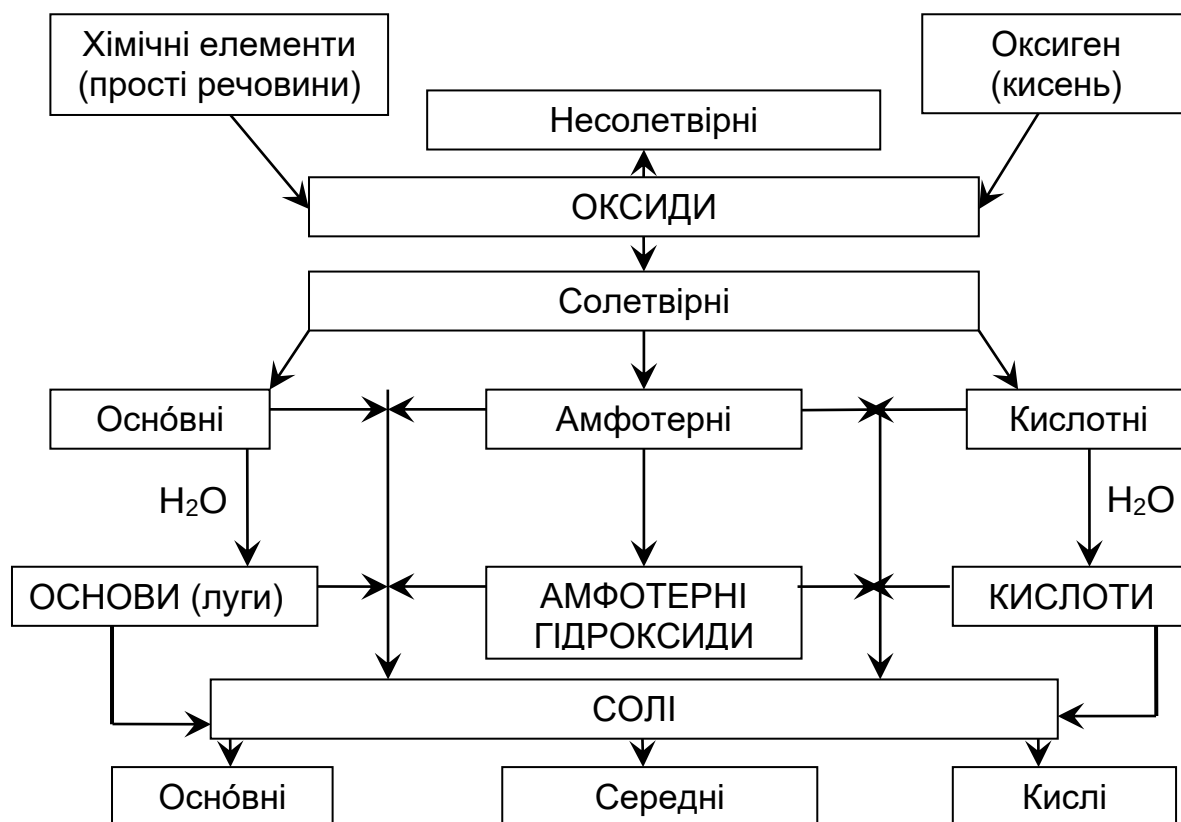
7. Кислі солі виявляють властивості не лише солей, а й кислот, і взаємодіють з металами, основними оксидами та лугами:



8. Основні солі виявляють властивості не лише солей, а й основ:



Взаємозв'язок окремих класів неорганічних сполук



КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Комплексні (координаційні) сполуки – це такі сполуки нейтрального (нейтральний комплекс) або йонного типу, один із йонів у яких є простий, а другий – комплексний, чи обидва йони комплексні.

Комплексний йон як і нейтральний комплекс утворюються за донорно-акцепторним механізмом (координаційний зв'язок) внаслідок взаємодії різних йонів або йонів і молекул речовин, які існують окремо.

Комплексні сполуки складаються із простих катіонів металів або H^+ і комплексних аніонів $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[AlF_6]^{3-}$, чи простих аніонів (OH^- , Cl^- , SO_4^{2-}) і комплексних катіонів $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Zn(N_2H_4)_4]^{2+}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$, або з нейтральних атомів і молекул $[Fe(CO)_5]$, $[Ru_3(CO)_{12}]$, $[Mn_2(CO)_{10}]$. Є комплексні сполуки, у складі яких і катіон, і аніон комплексні, наприклад, $[Co(NH_3)_6][Cr(CN)_6]$, $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

Йонами зовнішньої сфери здебільшого є катіони лужних і лужноземельних металів або аніони кислотних залишків і OH^- . У внутрішній сфері навколо *центрального атома* – йона металу-комплексоутворювача розташовані (координуються) йони чи нейтральні молекули – *ліганди*. Між йонами зовнішньої та внутрішньої сфер утворюється йонний зв'язок.

Центральним атомом у комплексному йоні можуть бути метали (здебільшого метали, які виявляють амфотерні властивості, і перехідні *d*-метали: Be, Al, Zn, Cd, Cu, Cr, Mo, W, Ni, Co, Fe, Pt, Pd, Au, Ag, Hg), а також неметали B, P і Si.

Лігандами можуть бути як нейтральні молекули H_2O , CO, NO, NH_3 , N_2H_4 , органічні сполуки: піридин, етиламін тощо, так і кислотні аніони (F^- , Cl^- , I^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , $S_2O_3^{2-}$) або гідроксильні групи OH^- .

Число місць, які займає кожний ліганд, координуючись до центрального атома у внутрішній сфері, називають координаційною ємністю цього ліганда або *дентатністю*. Більшість лігандів у координаційній сполуці займають одне місце і їх називають монодентатними, наприклад F^- , Cl^- , I^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , OH^- . Якщо ліганди мають кілька функціональних груп і завдяки цьому можуть утворювати координаційні зв'язки з центральним атомом через два або більше атомів, вони займають навколо комплексоутворювача два, три або більше місць, їх називають бідентатними (наприклад, H_2N-NH_2 ,

CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, SO_4^{2-}), тридентатними та полідентатними. Ліганди з кількома функціональними групами, наприклад гідразин $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$, залежно від умов одержання, можуть виявляти як монодентатність, так і бідентатність. Полідентатний ліганд, координуючись до одного комплексоутворювача, утворює з ним замкнутий зв'язками цикл атомів, і називається хелатотвірним лігандом. Наявність у хелатах циклів значно збільшує їхню стійкість порівняно з нециклічними комплексами, найбільш стійкими є п'яти- і шестичленні цикли.

Ліганди, здатні координуватися до комплексоутворювача через різні атоми, називають *амбідентатними лігандами*. Так, у комплексному йоні $[\text{V}(-\text{NCS})_6]^{3-}$ ліганд координується через атом нітрогену, а в комплексному йоні $[\text{Cu}(-\text{SCN})_4]^{2-}$ – через атом сульфуру. Ліганди, що можуть координуватися між двома центральними атомами, називають *містковими*, наприклад, $[(\text{NH}_3)_5\text{Co}-\text{NH}_2-\text{Co}(\text{NH}_3)_5]^{5+}$.

Відповідно, центральний атом з лігандами різної ємності утворює комплексні сполуки різного виду. Наприклад, Fe^{3+} як комплексоутворювач утворює сполуку $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, у якій ціанід-йони займають по одному координаційному місцю, та $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$, у якій оксалат-йони займають по два координаційних місця.

Число координаційних зв'язків між центральним атомом і монодентатними лігандами визначається *координаційним числом*. Кожний центральний атом має максимальне координаційне число 2, 4, 6, іноді 8, залежно від його ступеня окиснення. Так, атомам металів $\text{Ag}(\text{I})$, $\text{Cu}(\text{I})$, $\text{Hg}(\text{I})$ у комплексних сполуках характерне максимальне координаційне число 2, наприклад, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Атомам металів $\text{Zn}(\text{II})$, $\text{Cd}(\text{II})$, $\text{Cu}(\text{II})$, $\text{Ni}(\text{II})$, $\text{Co}(\text{II})$, $\text{Fe}(\text{II})$, $\text{Pt}(\text{II})$, $\text{Pd}(\text{II})$, $\text{Au}(\text{III})$ – переважно координаційне число 4, наприклад, $[\text{AuCl}_4]^-$, але можливе і 6, наприклад, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$. Атомам металів $\text{Al}(\text{III})$, $\text{Cr}(\text{III})$, $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{Co}(\text{III})$, $\text{Ti}(\text{III})$, $\text{Pt}(\text{IV})$, $\text{Mo}(\text{IV})$, $\text{Zr}(\text{IV})$ притаманне максимальне координаційне число 6, наприклад, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, та можливе й 8, як от $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$, $[\text{ZrF}_8]^{4-}$. Окрім того, координаційні числа залежать ще від відношення розмірів атома металу-комплексоутворювача та розмірів координованих лігандів і пропорційні радіусу атома металу.

Координаційні числа показують не лише кількість лігандів, навколо центрального атома, а й як вони розміщені, тобто визначають їх просторове розташування. У сполуках з координаційним числом 2 можливі дві геометричні конфігурації розміщення лігандів – лінійна та

кутова. Для сполук з координаційним числом 3 найбільш характерною є конфігурація трикутника. У сполуках з координаційним числом 4 ліганди розміщуються навколо центрального атома рівномірно у вигляді квадрата, або тетраедра чи тригональної піраміди. Сполуки з координаційним числом 5 за структурою можна поділити на дві групи: з тетрагонально-пірамідалною будовою та тригонально-біпірамідалною будовою, рідко зустрічаються плоскі п'ятикутники. Сполукам з координаційним числом 6 відповідає геометрична конфігурація октаедра, тригональної призми або тетрагональної біпіраміди чи пентагональної піраміди. Для сполук з координаційним числом 7 характерні три геометричні фігури: одношарпкові тригональна призма та октаедр або пентагональна біпіраміда. Сполуки з координаційним числом 8 можуть мати такі геометричні структури: куб, квадратну антипризму, додекаедр.

За основу систематизації та класифікації координаційних сполук, як і всіх неорганічних сполук, вибрано найбільш важливі принципи та критерії, а саме: якісний і кількісний склад молекул, внутрішня будова молекул і, відповідно, хімічні властивості.

1. За належністю до класу неорганічних сполук, згідно зі складом і хімічними властивостями, комплексні сполуки поділяють на:

- солі $K_3[Fe(CN)_6]$, $Na_2[Sn(OH)_6]$, $Na_2[CuCl_4]$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$;
- основи $[Ag(NH_3)_2]OH$, $[Ni(NH_3)_4](OH)_2$, $[Co(NH_3)_4](OH)_2$;
- кислоти $HAuCl_4$, H_2PtCl_6 , H_2SiF_6 .

2. За хімічним складом і характером сумарного електростатичного заряду комплексні сполуки поділяють на три типи:

- *нейтральні* $[Fe^0(CO)_5]$, $[Rh^{2+}(NO)_2I^-]_2$, $[Rh^{2+}(CO)_2Cl^-]_2$;
- *катіонного типу* $[Ag(NH_3)_2]^+Cl$, $[Cu(H_2O)_5]^{2+}SO_4^{2-}$;
- *аніонного типу* $K^+_2[PtCl_6]^{2-}$, $Na^+_2[SiF_6]^{2-}$, $Na_2[Pb(OH)_6]^{2-}$.

Нейтральні комплекси, в яких ліганди – складні молекули, що за допомогою донорно-акцепторних зв'язків утворюють з комплексоутворювачем лише внутрішню сферу: $[Co(NH_3)_2Cl_2]$, $[Zn(N_2H_4)_2Cl_2]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $[Rh(NO)_2Cl_2]$, $[Rh(CO)_2Br_2]$, $[Ni(CO)_4]$.

Координаційні сполуки **катіонного типу**, в яких комплексними є катіони, а ліганди – нейтральні молекули сполук, за будовою і типом лігандів поділяють на такі групи:

- *аквакомплекси* $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$.

- *амоніакати* $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$;

- *хелати* – (келшенеподібні) координаційні сполуки, в яких центральний атом з бі- або полідентатним лігандом утворює циклічну структуру, наприклад, ферум(III) саліцилат– $[\text{FeC}_7\text{H}_4\text{O}_3]^+$ (до хелатних сполук належать важливі для життя пігменти – хлорофіл рослин і гем крові, а також вітамін B_{12});

- *кластерні* комплексні сполуки, що містять катіони металів безпосередньо зв'язані між собою (кластер = рій), наприклад, $[\text{Mo}_6\text{Br}_8]^{4+}$.

Координаційні сполуки **аніонного типу**, в яких комплексними є аніони, поділяють на:

- *гідроксокомплекси*, в яких у комплексному аніоні лігандами є негативно заряджені гідроксильні групи, – $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Bi}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Cd}(\text{OH})_6]^{4-}$, $[\text{Pb}(\text{OH})_6]^{2-}$;

- *ацидокомплекси*, в яких комплексними є аніони, а ліганди – негативно заряджені йони (наприклад, галогенідні та псевдогалогенідні кислотні залишки): $[\text{PtCl}_6]^{2-}$, $[\text{AlF}_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{2-}$, $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$;

- *кластерні* комплексні сполуки, що в аніоні містять катіони металів-комплексоутворювачів безпосередньо зв'язані між собою, наприклад $[\text{Re}_2\text{Cl}_8]^{2-}$.

3. Комплексні сполуки класифікують ще й за координаційною ємністю лігандів і за координаційним числом центрального атома, тобто за природою атома-комплексоутворювача та характером його зв'язку з лігандами, і поділяють на такі основні групи:

- *моноядерні* сполуки, внутрішня сфера яких має один центральний атом з позитивним ступенем окиснення та ліганди (до них належать аквакомплекси, амоніакати, ацидокомплекси);

- *багаторядерні (поліядерні)* комплексні сполуки, у складі яких є два чи кілька центральних атомів того самого або різних елементів з позитивним ступенем окиснення та характерними містковими зв'язками через один, два чи три ліганди. Зв'язувальними містками можуть бути атоми чи групи $-\text{Cl}$, $-\text{O}-$, $-\text{O}-\text{O}-$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{SO}_4$ тощо, наприклад, $[(\text{NH}_3)_5\text{Co}-\text{NH}_2-\text{Co}(\text{NH}_3)_5]^{5+}$, $[(\text{H}_3\text{N})_5\text{Co}-\text{O}-\text{O}-\text{Co}(\text{NH}_3)_5]^{4+}$.

До поліядерних координаційних сполук належать також ізо- та гетерополікислоти і їхні солі з оксигеновими містками, наприклад, $\text{H}_3[\text{O}_3\text{P}-\text{O}-\text{MoO}_3]$, $\text{H}_2[\text{O}_3\text{Cr}-\text{O}-\text{CrO}_3]$. Якщо центральні атоми

безпосередньо зв'язані між собою у багатоядерних комплексах, утворюються *кластери* – $[(\text{CO})_5\text{Mn}-\text{Mn}(\text{CO})_5]$.

Комплексні сполуки, у яких число лігандів перевищує координаційне число комплексоутворювача, називають *надкомплексними*, наприклад, кристалогідрати $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ тощо. Так, координаційне число Купруму(II) дорівнює шести, тобто навколо атома координуються чотири молекули води у площині та два сульфат-йони по осі. П'ята молекула води є містком, який сполучає молекули води у площині з сульфат-йоном, і її у формулі ще можна записувати після внутрішньої та зовнішньої сфер аквакомплексу $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Назви координаційних сполук

У назві координаційної сполуки спочатку називають ліганди в алфавітному порядку, а потім центральний атом. Координовані ліганди – кислотні аніони зберігають свою латинську назву, до якої додають закінчення *-о*, наприклад: Cl^- – хлоридо, F^- – флуоридо, SO_4^{2-} – сульфато, CN^- – ціанідо, SCN^- – тіоціанато тощо. Ліганди – йони OH^- називають гідроксо, H^- – гідридо, O^{2-} – оксидо, S^{2-} – сульфідо або тіо. Ліганди – нейтральні молекули зберігають свою звичайну назву (гідразин, піридин), лише амоніак називають «аміно», воду – «аква» та карбон(II) оксид – «карбоніл». Якщо у координаційній сфері є кілька однакових лігандів, то їх кількість позначають числовим префіксом: ди-, три-, тетра- тощо. Після назви лігандів називають центральний атом – комплексоутворювач, якщо комплекс нейтральний або катіонний – без спеціального закінчення, якщо комплекс аніонний то із закінченням *-ат*, а ступінь його окиснення позначають римською цифрою у дужках.

Координаційну нейтральну сполуку називають одним словом у називному відмінку, спочатку вказують ліганди (алфавітний порядок), а далі елемент-комплексоутворювач: *триамінотрихлоридокобальт(III)* – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

Координаційну сполуку катіонного типу теж починають називати з катіону в називному відмінку, вказуючи спочатку кількість і назву лігандів, а також центральний атом (без спеціального закінчення) зі ступенем його окиснення латинськими цифрами в дужках, а потім вже назву аніону. Назви катіону та аніону записують окремо. Наприклад:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ – тетраамінкобальт(II) гідроксид;

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{ClO}_4$ – діамінаргентум(I) перхлорат;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]$ – тетраамінсульфатокупрум(II);

$[\text{Rh}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Br}_2$ – аквапентаамінродій(II) бромід;

$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферат(II) гексааміннікелю(II).

Координаційну сполуку аніонного типу починають називати з катіону в називному відмінку, а потім називають комплексний аніон, вказуючи спочатку кількість і назву лігандів, а також центральний атом – комплексоутворювач із закінченням *-ат* і зазначенням у дужках римськими цифрами його ступеня окиснення, наприклад:

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – натрій гексагідроксоалюмінат;

$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – калій гексанітритокобальтат(III);

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціанідоферат(II);

$\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – натрій гексаціанідоферат(III);

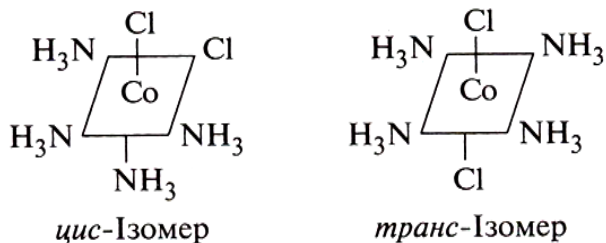
$\text{H}[\text{AuCl}_4]$ – тетрахлоридауратна кислота.

Заряд комплексного йона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів центрального атома та лігандів у складі йона. Заряд центрального атома дорівнює його ступеню окиснення, заряд лігандів – кислотних аніонів дорівнює їх заряду в кислоті; заряд лігандів – нейтральних молекул дорівнює 0. Наприклад: $[\text{Al}^{3+}\text{F}_6]^{3-}$, $[\text{Cu}^{2+}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Co}^{2+}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^{0}$.

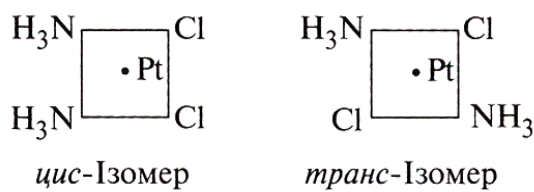
Ізомерія комплексних сполук

Кожна координаційна сполука має сталий кількісний склад і характеризується розміщенням лігандів навколо центрального атома. Зміна розміщення лігандів у межах однієї координаційної сфери призводить до *ізомерії*, та, відповідно, до зміни властивостей сполуки. Для координаційних сполук відомі такі види ізомерії: просторова (геометрична), дзеркальна (оптична), конфірмаційна, координаційна, гідратна (сольватна), йонізаційна, ізомерія зв'язку.

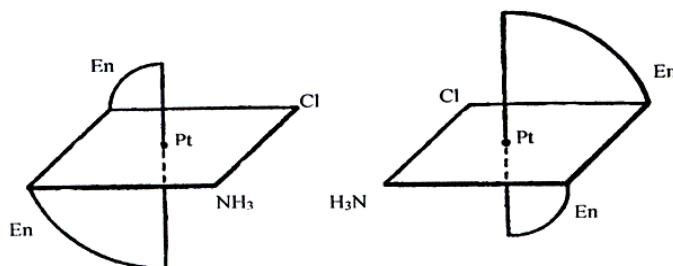
Просторова (геометрична) ізомерія зумовлюється різним просторовим розташуванням лігандів відносно центрального йона (атома) – *цис*-ізомерія і *транс*-ізомерія. Комплексні сполуки з координаційним числом 6 мають будову октаедра, у центрі якого розміщений атом-комплексоутворювач, а у вершинах – ліганди, наприклад, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ і $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$.



В ізомерах з координаційним числом 4 часто характерним для розміщення лігандів є плаский квадрат, наприклад, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$. *Цис*-ізомер (два однакових ліганди розміщені по ребру, тобто з одного боку) і *транс*-ізомер (ліганди розміщені по діагоналі) істотно відрізняються один від одного фізичними, хімічними та біологічними властивостями, реакційною здатністю, а також мають різне забарвлення. Так, *цис*-комплекс платини використовують як протираковий лікарський препарат, який переважно знищує хворі клітини, а *транс*-ізомер є отруйним, бо знищує як хворі, так і здорові клітини.



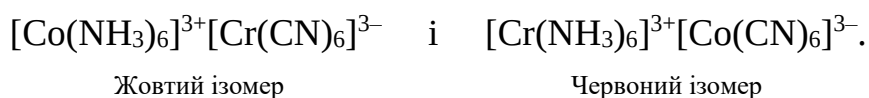
Дзеркальна (оптична) ізомерія (належить до просторової) – існування комплексних сполук однакового складу, які мають вигляд як предмет і його дзеркальне відображення, здатних повертати площину поляризації світла на однаковий кут, але один – ліворуч (*l*-ізомер, лівий), а другий – праворуч (*d*-ізомер, правий). Такі комплексні сполуки називаються *асиметричними* (хіральними) *оптично активними* речовинами. Для виникнення оптичної ізомерії в тетраедричних комплексах усі ліганди повинні бути різними, а в октаедричних – не менше чотирьох типів різних монодентатних або двох чи трьох бідентатних лігандів, наприклад, $[\text{CoEn}_3]\text{Cl}_3$ і $[\text{CoEn}_2\text{NH}_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $[\text{Pt}(\text{En})_2\text{ClNH}_3]^{3+}$, (En–етилендіамін).



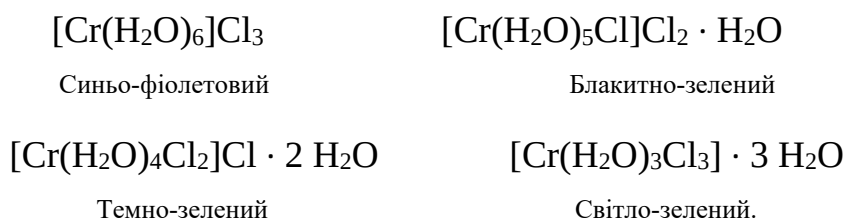
За фізичними та хімічними властивостями оптичні ізомери майже не відрізняються один від одного, а от біологічно активнішими зазвичай є ліві ізомери.

Конформаційна ізомерія (вид просторової ізомерії) – здатність комплексів змінювати форму координаційного поліедра, наприклад, з квадратно-площинної конфігурації на тетраедричну.

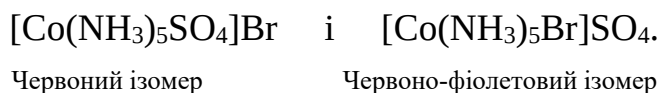
Координаційна ізомерія – це існування комплексних сполук з однаковим хімічним складом і молекулярною масою, але з різними за складом координаційними сферами, наприклад:



Гідратна (сольватна) ізомерія – існування комплексних сполук однакового якісного хімічного складу, але з різним числом координованих молекул води у внутрішній сфері, наприклад, кристалогідрат $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, що існує у чотирьох різних ізомерних формах, які відрізняються кольором і електропровідністю:



Йонізаційна ізомерія – існування комплексних сполук однакового якісного складу, але з різними йонами (як простими, так і комплексними), відповідно, здатних дисоціювати на різні йони, які відрізняються кольором:

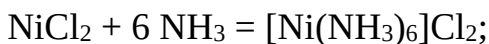
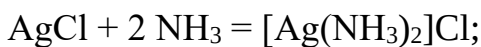
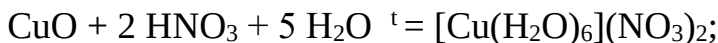


Ізомерія зв'язку (сольова) – існування комплексних сполук однакового якісного складу, але амбідентатні ліганди $-\text{CN}$, $-\text{SCN}$, $-\text{NO}_2$ можуть координуватися із центральним атомом через два різних атоми. Наприклад, координація ліганда $-\text{NO}_2$ можлива як через атом Нітрогену, так і через атом Оксигену:



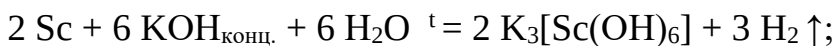
Способи одержання комплексних сполук

1. Способи одержання *комплексних солей катіонного типу*:

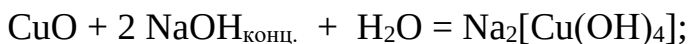


Способи одержання *комплексних солей аніонного типу*:

- взаємодія металів, оксиди яких виявляють амфотерні властивості, з лугами в розчині:



- взаємодія амфотерних оксидів з лугами в концентрованих розчинах:



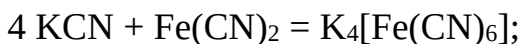
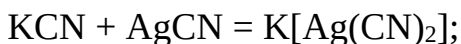
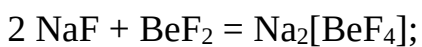
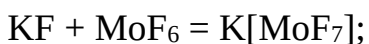
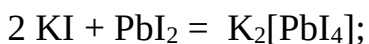
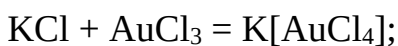
- взаємодія амфотерних гідроксидів з лугами у розчині:



- взаємодія основних галогенідів з кислотними галогенідами:

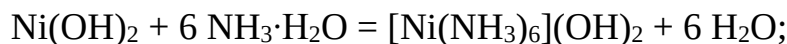
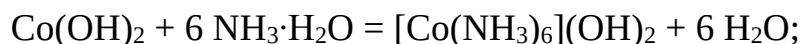


- взаємодія основних галогенідів (або ціанідів) з амфотерними галогенідами (ціанідами):

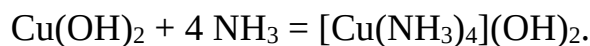
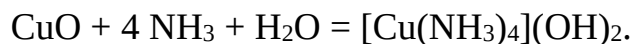


2. Способи одержання комплексних основ:

- взаємодія амфотерних гідроксидів з розчином амоніаку:

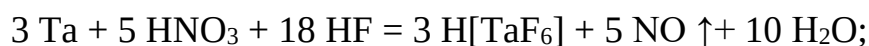
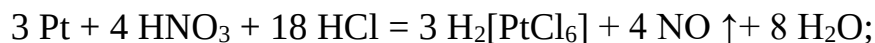


- взаємодія амфотерних оксидів і гідроксидів з амоніаком:

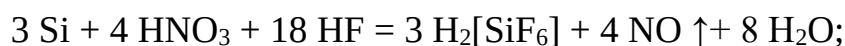


3. Способи одержання комплексних кислот:

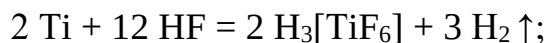
- окиснення малоактивних металів нітратною кислотою у суміші з галогенідним кислотами:



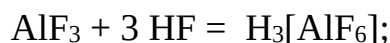
- окиснення неметалів В і Si нітратною кислотою у суміші з фторидною кислотою («силицієва вода»):



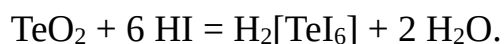
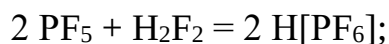
- взаємодія перехідних металів з галогеноводневими кислотами:



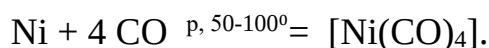
- взаємодія галогенідів металів з галогеноводневими кислотами:



- взаємодія галогенідів неметалів В, Si, Р і Те з галогеноводневими кислотами:

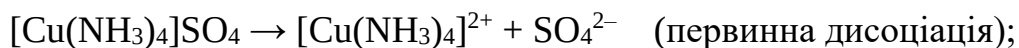


4. Способи одержання нейтральних комплексних сполук (неелектролітів):



Хімічні властивості комплексних сполук

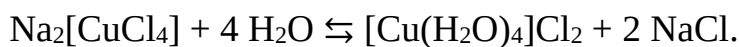
1. Дисоціація комплексних сполук на комплексні та прості йони:



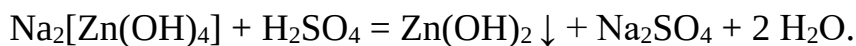
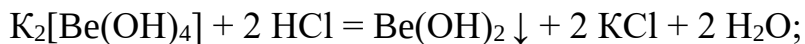
Вторинна дисоціація відбувається ступінчасто з незначним ступенем дисоціації:



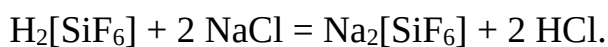
2. Гідроліз комплексних солей (внаслідок взаємодії з водою комплексні аніони іноді перетворюються на комплексні гідратовані катіони):



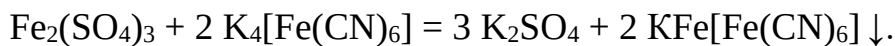
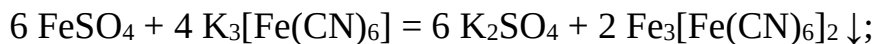
3. Взаємодія комплексних солей з кислотами:



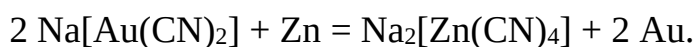
4. Взаємодія комплексних кислот із солями:



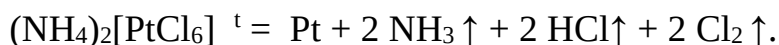
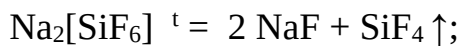
5. Взаємодія комплексних солей із середніми солями:



6. Відновлення активними металами менш активних металів з комплексних йонів:



7. Розклад комплексних солей:



Перехідні елементи – комплексоутворювачі разом з йонами Na, K, Ca, Mg мають важливе значення у біонеорганічних процесах. Найважливішим з них є Fe, адже в організмі йон феруму з координаційним числом 6 (чотири координаційних зв'язки утримують його в площині порфіринового кільця, а два інші напрямлені перпендикулярно до площини) міститься у складі дуже важливого природного комплексу – *гемоглобіну*.

Аналогічну роль в житті рослин виконує *хлорофіл* – комплексна сполука магнію. Йон магнію також зв'язаний у порфіриновому кільці з чотирма атомами нітрогену. За будовою порфіринового кільця він нагадує гемоглобін. Здійснюючи фотосинтез за допомогою хлорофілу, рослина поглинає сонячну енергію і за її допомогою перетворює карбон діоксид і воду на складні органічні речовини (крохмаль та цукри). Без хлорофілу неможливе життя на Землі, а без Магнію (2%) неможливе існування хлорофілу.

Комплексні сполуки металів (Zn, Mo, Mn, Cu, Co) з органічними амінокислотами є біологічними каталізаторами – *ферментами*.

Металовмісні ферменти – це переважно комплексні сполуки йонів цинку, молібдену, мангану з високою специфічністю дії в живих системах. Дуже важливими для організму є і йони купруму у складі комплексних сполук – ферментів, які задіяні у процесах біологічного окиснення. Комплексні сполуки кобальту (Co^{+3}) підвищують активність основного білкового обміну, активізують синтез м'язових білків і регулюють склад крові. Кобальт є центральним атомом вітаміну B_{12} .

Завдання для перевірки знань:

1. Запишіть назви оксидів з використанням сучасної номенклатури та вкажіть, які властивості вони виявляють:

MgO , Na_2O , SnO_2 , NO_2 , FeO , Fe_2O_3 , PbO , MnO , CO , CrO , PbO_2 , SO_2 , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 .

2. Напишіть структурні формули і назвіть згідно з номенклатурою:

сульфурвмісні кислоти H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$;

фосфорвмісні кислоти HPO_3 , H_3PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$;

хлорвмісні кислоти HCl , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 .

3. Наведіть приклади ізо- та гетерополікислот і намалюйте їхні графічні формули.

4. Напишіть рівняння реакцій концентрованої та розведеної нітратної кислоти з металами: міддю, алюмінієм і магнієм.

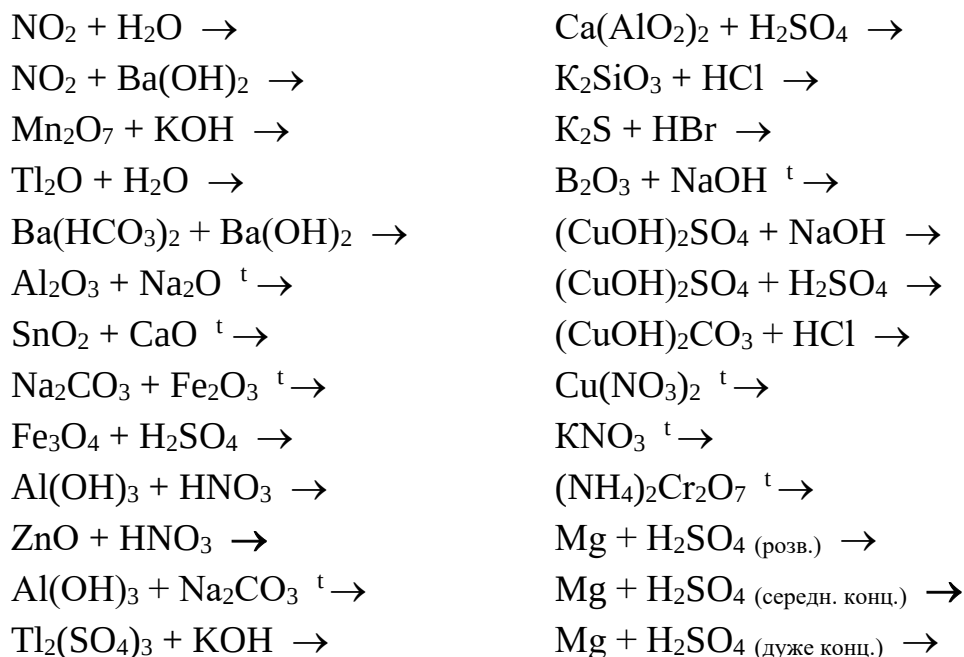
5. Напишіть рівняння реакцій концентрованої та розведеної нітратної кислоти з неметалами: сіркою, фосфором, йодом.

6. Напишіть формули та назви солей, які містять хлор зі ступенями окиснення: -1, +1, +3, +5, +7.

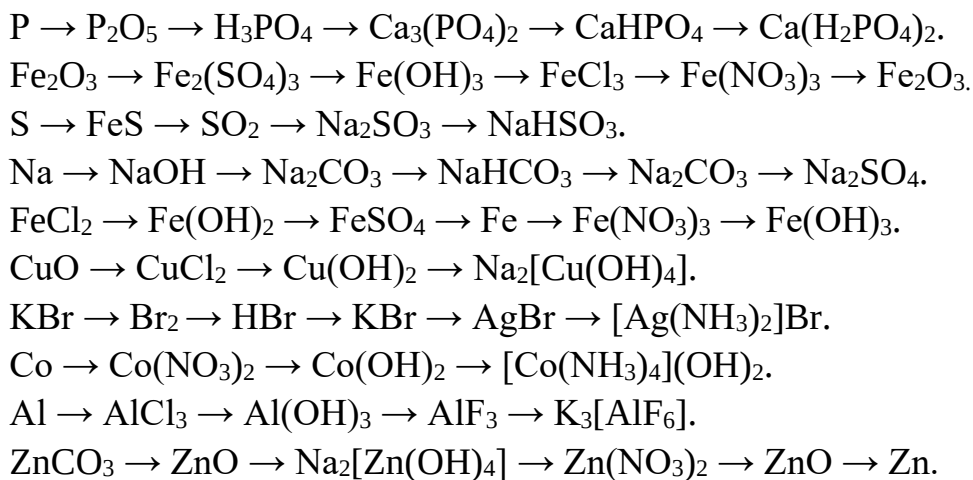
7. Наведіть приклади одержання основних і кислих солей.

8. Напишіть рівняння реакцій процесів, які відбуваються під час нагрівання основних солей?

9. Допишіть рівняння реакцій:



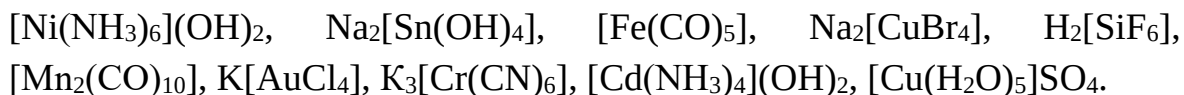
10. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



11. Напишіть рівняння реакцій:

- взаємодії металу, який виявляє амфотерні властивості, з лугом у розчині та у процесі стоплення.
- взаємодії амфотерного оксиду з лугом у розчині та у процесі стоплення.
- взаємодії амфотерного гідроксиду з лугом у розчині.

12. Запишіть назви комплексних сполук і вкажіть до яких класів сполук вони належать:



Основні способи одержання середніх солей можна подати за схемою, у якій одна проти одної розміщені речовини з типовими властивостями: метал проти неметалу, під ними їхні оксиди, а далі гідроксиди, кислоти і солі. Солі можна одержати взаємодією речовини, вказаної у лівому стовпчику з речовинами правого стовпчика.

Метали та сполуки з металічними елементами	Реагенти, з якими вони взаємодіють	Рівняння хімічних реакцій
1. Метал	Неметал	$\text{Bi} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots \quad \text{Fe} + \text{S} \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв.})} \rightarrow \dots \quad \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \dots$ $\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \dots \quad \text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{розв.})} \rightarrow \dots$
	Сіль	$\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots \quad \text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \dots$
Метал, який виявляє амфотерні властивості	Основа	$\text{Zn} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ $\text{Sn} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ (стоплення)
	Кислота	$\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
2. Оснóвний оксид	Кислотний оксид	$\text{CaO} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \dots$
	Амфотерний оксид	$\text{BaO} + \text{ZnO} \rightarrow \dots$
	Амфотерний гідроксид	$\text{Na}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
3. Основа	Неметал	$\text{KOH} + \text{S} \rightarrow \dots \quad \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$ $\text{NaOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
	Метал, який виявляє амфотерні властивості	$\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
	Кислотний оксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \dots \quad \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$
	Амфотерний оксид	$\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ $\text{NaOH} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$ (стоплення)
	Амфотерний гідроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots \quad \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
	Сіль	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \dots \quad \text{NaOH} + \text{NiSO}_4 \rightarrow \dots$
4. Сіль	Неметал / метал	$\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots \quad \text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \dots$
	Кислотний оксид	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 \rightarrow \dots \quad \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$
	Амфотерний оксид	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots \quad \text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
	Сіль	$\text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \dots \quad \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow \dots$

Розрахункові задачі

1. Суміш Zn і ZnO масою 0,8 г помістили в розчин сульфатної кислоти, утворився H_2 б'ємом 224 мл (за н. у.). Обчислити масову частку Zn в суміші.
2. Обчислити кількість речовини кобальт(II) гідроксиду, що утвориться внаслідок взаємодії кобальт(II) нітрату масою 91,5 г з натрій гідроксидом.
3. Залізну пластинку масою 20,4 г помістили в розчин купрум(II) сульфату. Маса пластинки збільшилася до 22 г. Обчислити, яка маса заліза перетворилася на сіль.
4. Внаслідок розкладу кальцій карбонату кількістю речовини 0,5 моль утворився газ об'ємом 8,9 л (н. у.). Обчислити ступінь розкладу кальцій карбонату.
5. Обчислити об'єм кислоти HCl ($\rho = 1,13$ г/мл, $\omega = 15\%$), яку необхідно використати для взаємодії із сумішшю солей CaCO_3 і CaCl_2 масою 120 г. Масова частка CaCl_2 в суміші становить 15 %
6. Обчислити масу вапняку, вміст некарбонатних домішок у якому становить 5 %, використаного для одержання вуглекислого газу, необхідного для реакції з вапняною водою з метою одержання кальцій гідрогенкарбонату кількістю речовини 0,3 моль.
7. Обчислити масу кальцій силікату, який можна одержати під час стоплення кальцій оксиду масою 33,6 г і силіцій діоксиду масою 30,0 г, якщо масова частка втрат у процесі становить 25 %.
8. Обчислити об'єм кисню (н.у.), витраченого для випалювання кальцій фосфіду (Ca_3P_2), якщо одержано CaO кількістю речовини 0,5 моль.
9. Крізь розчин, у якому міститься Ca(OH)_2 кількістю речовини 0,5 моль, пропустили SO_2 об'ємом 16,8 л. Обчислити кількість речовини утворених солей.
10. Внаслідок термічного розкладу ферум(III) гідроксиду масою 82,8 г одержали ферум(III) оксид кількістю речовини 0,3 моль. Обчислити ступінь перетворення ферум(III) гідроксиду (%).
11. Обчислити кількість речовини солі, утвореної внаслідок взаємодії плюмбум(II) оксиду масою 334,5 г з KOH у концентрованому розчині.
12. Пісок масою 2 кг стопили з надлишком KOH . Внаслідок реакції утворився калій силікат масою 3,82 кг. Обчислити вихід продукту, якщо масова частка силіцій(IV) оксиду в піску становить 90%.

Лабораторна робота № 2

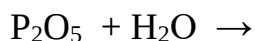
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПРЕДСТАВНИКІВ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Одержання оксидів і гідратів оксидів.

Взаємодія неметалів з киснем

Дослід 1 (виконувати у витяжній шафі)

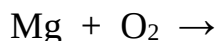
На кінчик металевого шпателя набрати червоний фосфор і нагріти його у верхній частині полум'я пальника до займання. Шпатель винести за межі полум'я і над димом, що утворюється внаслідок горіння фосфору, потримати смужку фільтрувального паперу, змочену розчином індикатора метилоранжу. Записати спостереження, пояснити явища та зміни, що відбулися. Записати рівняння реакцій:



Взаємодія металів з киснем

Дослід 2 (виконувати у витяжній шафі)

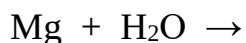
Взяти пінцетом стружку магнієвої фольги та нагріти її у верхній частині полум'я пальника до займання, а потім потримати за межами полум'я. Записати спостереження, пояснити явища та зміни, що відбулися. Записати рівняння реакції:



Взаємодія металів з водою

Дослід 3 (виконувати у витяжній шафі)

У пробірку помістити одну стружку магнієвої фольги, додати води стільки, щоб стружка повністю занурилася у воду, та нагріти до кипіння. Додати до реакційної суміші 1-2 краплини розчину індикатора фенолфталеїну. Записати спостереження та рівняння реакції:

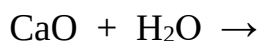


Хімічні властивості оксидів.

Взаємодія основного оксиду з водою

Дослід 4

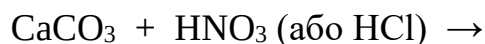
Внести у пробірку шпателем невелику кількість порошку кальцій оксиду, додати 2-3 мл дистильованої води та 1-2 краплини розчину фенолфталеїну. Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакції:



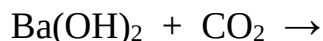
Взаємодія кислотного оксиду з основою

Дослід 5 (демонстраційний)

В апараті Кіппа одержати вуглекислий газ.



Налити у пробірку 2 мл насиченого розчину барій гідроксиду та пропустити через нього карбон(IV) оксид до утворення осаду. Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій:



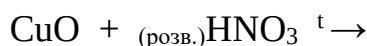
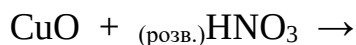
Властивості амфотерного оксиду

Дослід 6 (виконувати у витяжній шафі)

У дві пробірки шпателем внести невелику кількість порошку купрум(II) оксиду та дослідити його взаємодію за кімнатної температури і під час нагрівання з такими реагентами:

- а) концентрований розчин натрій гідроксиду;
- б) розведений розчин нітратної кислоти.

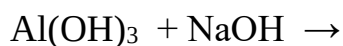
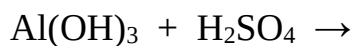
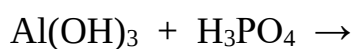
Пробірки з реакційними сумішами залишити у штативі, періодично перемішуючи їх, а під кінець заняття нагріти вміст пробірок. Порівняти зміни, які відбулися з реакційними сумішами, і записати спостереження та рівняння реакцій:



Одержання та властивості амфотерних гідроксидів

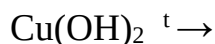
Дослід 7

У пробірку налити 1 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш. Утворений алюміній гідроксид у вигляді осаду розділити у дві пробірки. В одну пробірку додати розведену фосфатну (або сульфатну) кислоту, а в другу пробірку – розведений розчин натрій гідроксиду та ретельно перемішувати реакційні суміші до завершення взаємодії. Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій:



Дослід 8

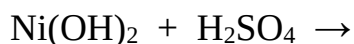
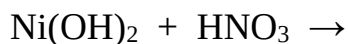
У пробірку налити 1 мл розчину купрум(II) сульфату і краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш. Пробірку з утвореним осадом купрум гідроксиду обережно нагріти до зміни забарвлення осаду. Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій:



Одержання та властивості нерозчинних основ

Дослід 9

У пробірку налити 1 мл розчину нікель(II) сульфату і, ретельно перемішуючи реакційну суміш, краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду. До утвореного осаду нікель гідроксиду краплинами додати розведену нітратну (або сульфатну) кислоту, ретельно перемішуючи реакційну суміш до завершення взаємодії. Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій:

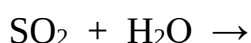
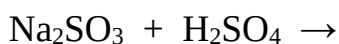


Одержання та властивості кислот.

Взаємодія кислот із солями

Дослід 10 (дослід виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку на висоту приблизно 0,3 см насипати кристалічний натрій сульфід і додати 2 мл розведеної (1:1) сульфатної (або фосфатної) кислоти. Для прискорення процесу пробірку з реакційною сумішшю обережно нагріти. Над пробіркою потримати смужку фільтрувального паперу, змочену розчином метилоранжу. Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій:

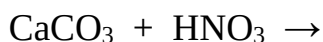


Дослід 11

1. У пробірку налити 1 мл розчину барій хлориду і краплинами додати розведену сульфатну кислоту, ретельно перемішуючи реакційну суміш. Записати спостереження та рівняння реакції:



2. У пробірку шпателем внести невелику кількість подрібненого кальцій карбонату і обережно додати кілька краплин розведеної нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакції:

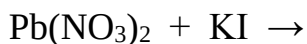


Хімічні властивості солей.

Взаємодія солей у водних розчинах

Дослід 12

У пробірку налити 0,5 мл розчину плюмбум нітрату і краплинами додати розчин калій йодиду, перемішуючи реакційну суміш до утворення осаду нерозчинної солі. Записати спостереження та рівняння реакції:

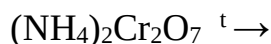


Розклад солей за умов нагрівання

Дослід 13 (дослід виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку шпателем внести невелику кількість кристалічного амоній дихромату і обережно нагріти до початку

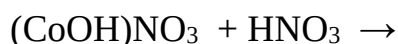
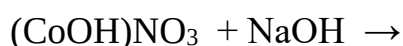
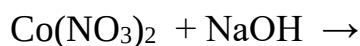
розкладання солі. Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідне рівняння реакції:



Одержання та властивості основної солі

Дослід 14

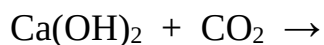
У пробірку налити 1 мл розчину кобальт(II) нітрату і, ретельно перемішуючи реакційну суміш, краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду до утворення осаду основної солі синього кольору. Осад солі розділити у дві пробірки. У першу пробірку додати розведений розчин натрій гідроксиду з надлишком до зміни забарвлення осаду на рожеве. У другу пробірку краплинами додати розведену нітратну кислоту, ретельно перемішуючи реакційну суміш до завершення взаємодії. Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій:



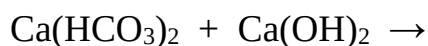
Одержання та властивості кислої солі

Дослід 15 (демонстраційний)

1. У пробірку налити 2 мл розчину кальцій гідроксиду та пропустити через нього вуглекислий газ (із апарату Кіппа) спочатку до утворення нерозчинної середньої солі, а далі до утворення розчинної кислої солі. Розчин зберегти для наступного досліді. Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та рівняння реакцій:



2. Отриманий у попередньому досліді розчин налити у дві пробірки. В одну пробірку додати краплинами розчин кальцій гідроксиду до утворення осаду нерозчинної солі. Вміст другої пробірки кип'ятити до утворення осаду нерозчинної солі. Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій:



РОЗЧИНИ

План до теми:

1. Розчини. Природа розчинів. Розвиток теорії розчинів. Фізична та хімічна природа розчинів.
2. Гідратація, сольватація. Тепловий ефект розчинення, гідратації і сольватації.
3. Розчинність газів у воді. Закон В. Генрі. Залежність розчинності газів у воді від температури.
4. Розчинність твердих речовин у воді. Залежність розчинності від температури. Коефіцієнт розчинності.
5. Вода як розчинник. Ненасичені, насичені та пересичені розчини.
6. Концентрація розчинів та способи її виразу. Масова частка. Молярна частка.
7. Молярна концентрація. Концентрація еквівалентів.
8. Моляльна концентрація.
9. Фізичні властивості розчинів. Дифузія та осмос. Осмотичний тиск розчинів. Закон Я.Г. Вант-Гоффа.
10. Тиск пари розведених розчинів неелектролітів. Зниження тиску пари розчинів. Закон Ф.М. Рауля.
11. Ебуліоскопія. Кріоскопія.
12. Властивості розведених розчинів електролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Катіони. Аніони.
13. Йонні рівняння між електролітами. Умови хімічних реакцій між електролітами у розчинах.
14. Властивості кислот, основ, солей згідно з теорією електролітичної дисоціації. Ступінь електролітичної дисоціації як характеристика сили електролітів.
15. Константа електролітичної дисоціації. Закон розведення В. Оствальда.
16. Йонний добуток води.
17. рН розчинів. Розрахунок рН розчинів сильних та слабких кислот і основ.
18. Гідроліз солей, умови реакції гідролізу.
19. Гетерогенні рівноваги. Добуток розчинності.

Розчини – один з різновидів дисперсних систем, які складаються з дисперсійного середовища (розчинника) та дисперсної фази (розчиненої речовини). Оскільки існують системи гомогенні та гетерогенні, то залежно від того, в якому агрегатному стані, та у якому ступені роздрібнення (дисперсності) перебувають складові речовини, їх розрізняють:

- за агрегатним станом системи – як тверді (сплави), рідкі (фізіологічний розчин, нашатирний спирт) та газоподібні розчини (повітря).

- за агрегатним станом компонентів – як розчини, колоїдні розчини (кисіль), суспензії (гашене вапно), зависі (смог), емульсії (молоко, майонез) тощо.

Суспензії та емульсії – це нестійкі системи, які розшаровуються під дією сил гравітації. Тонкодисперсні системи називаються **колоїдними розчинами**. Для усіх колоїдних розчинів обов'язково характерним є ефект Тіндала: якщо в затемненій кімнаті через склянку з колоїдним розчином пропустити промінь світла, то збоку цей промінь дуже добре видно.

Якщо речовина (дисперсна фаза) диспергована до розмірів молекул або йонів, то утворюється гомогенна система – **розчин**. У розчинах між дисперговою речовиною і дисперсійним середовищем (розчинником) немає межі поділу фаз, що зумовлює їхню прозорість і високу стійкість. Отже, істинні (справжні) розчини протягом тривалого часу не розділяються на складові компоненти, є гомогенною системою і не виявляють ефект Тіндала.

Істинний розчин – це гомогенна термодинамічно стійка дво- чи багатокомпонентна система змінного складу. Залежно від агрегатного стану речовин є *рідкі, тверді та газуваті* розчини.

Рідкі істинні розчини утворюються внаслідок розчинення газів, рідких або твердих розчинних речовин у рідкому дисперсійному середовищі (розчиннику). Цей тип гомогенних, а тому прозорих розчинів, є найважливішим, оскільки більшість хімічних процесів відбувається саме в таких розчинах.

Залежно від кількості розчиненої речовини є розчини: насичені, ненасичені та пересичені. **Насичений розчин** – це розчин, у якому встановилася термодинамічна рівновага між нерозчиненою речовиною

та розчиненою речовиною в розчині (за сталих температури і тиску), тобто досягнуто межі насичення. Якщо розчин містить менше розчиненої речовини, ніж потрібно для насичення, то такий розчин називається *ненасиченим*. У ненасичених розчинах межі насичення ще не досягнуто. Є речовини, що можуть утворювати *пересичені розчини*, які за даної температури містять надлишок розчиненої речовини понад межею насичення (зі зниженням температури надлишок речовини випадає у вигляді кристалів).

Розчинність – це *властивість речовини розчинятися у воді або в якомусь іншому розчиннику*. Для розчинення речовин – представників основних класів неорганічних сполук як **розчинник** переважно використовують воду. Кількісно розчинність речовин виражають характеристикою **коефіцієнт розчинності** – маса речовини, здатна розчинитися у 100 г води за температури 20⁰С. Наприклад, розчинність CuSO₄ дорівнює 20,7 г. Це означає, що в 100 г води за температури 20⁰С може розчинитися не більше 20,7 г CuSO₄. Решта речовини не розчиниться і залишиться у вигляді кристалів.

За розчинністю речовини поділяють на розчинні, малорозчинні та нерозчинні, але абсолютно нерозчинних речовин не існує. Коефіцієнти розчинності переважної більшості кислот, основ і солей визначено та опубліковано у Таблиці розчинності кислот, основ і солей у воді.

Незалежно від вмісту розчиненої речовини розчинником вважають той компонент розчину, у якому молекули або йони речовини рівномірно розподілені, й агрегатний стан якого не змінюється під час виготовлення розчину, тобто залишається рідким. Розчинником є той компонент, кількість якого більша.

Для визначення кількісного складу розчину використовують такі поняття як масова частка і концентрація розчиненої речовини.

Відношення однотипних величин, наприклад, маси твердого компонента до маси твердої суміші або маси розчиненої речовини до маси розчину, кількості розчиненої речовини до кількості речовини розчину чи об'єму одного з компонентів до об'єму газуватого розчину, тобто відносний вміст, що називається **часткою**. Безрозмірні значення відносного вмісту – це *масова частка* розчиненої речовини, *молярна (молярна) частка*, *об'ємна частка*, або ж частка розчиненої речовини виражена у відсотках.

Концентрація – кількість розчиненої речовини (або її маса) в чітко визначеному об'ємі (або масі) розчину чи розчинника. Тож, концентрація як характеристика вмісту розчиненої речовини – це відношення неоднотипних величин, і тому має конкретні одиниці вимірювання. Оскільки кількість речовини визначають кількома одиницями вимірювання, відповідно, існує кілька способів вираження концентрації: *масова частка (відсоткова концентрація), молярна концентрація (молярність), концентрація еквівалентів (нормальність), моляльна концентрація (моляльність)* і титр розчину.

1. Масова частка розчиненої речовини – відношення маси розчиненої речовини $m_{p.p.}$ до маси розчину $m_{p-ну}$ ($m_{p-ну} = m_{p-ка} + m_{p.p.}$). Безрозмірна величина, яка позначається буквою ω і виражається у частках одиниці, тому чисельно завжди менша від одиниці:

$$\omega_m = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ка} + m_{p.p.}}.$$

2. Масова частка розчиненої речовини, виражена у відсотках – число грамів розчиненої речовини $m_{p.p.}$, що міститься у 100 г розчину $m_{p-ну}$, тобто відсоток розчиненої речовини у розчині:

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ка} + m_{p.p.}} \cdot 100\%.$$

Ця величина теж позначається буквою ω і виражається у відсотках %.

3. Об'ємна частка компонента у газовій суміші (φ) – відношення об'єму компонента газу $-V_{г.}$ до загального об'єму суміші газів $V_{г. сум.}$:

$$\varphi = \frac{V_{г.}}{V_{г. сум.}}.$$

Об'ємну частку компонента у газовій суміші теж можна виражати у відсотках %.

4. Молярна частка (χ) – це відношення кількості розчиненої речовини (моль) – n (або ν) до загальної кількості речовини розчинника та розчиненої речовини (моль) – $(n + N)$, де N – кількість речовини розчинника (моль):

$$\chi = \frac{n}{n + N}.$$

5. Молярна концентрація розчиненої речовини визначається кількістю розчиненої речовини (моль) – $n_{\text{моль}}$ ($V_{\text{моль}}$) в 1 літрі розчину – виражається в одиницях *моль/л* і позначається C_M або великою буквою **M** (наприклад, розчин сульфатної кислоти з концентрацією 2M H_2SO_4):

$$C_M = \frac{n_{\text{моль}}}{V} = \frac{m}{M \cdot V},$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M_r – молярна маса розчиненої речовини, г; V – об'єм розчину, л.

6. Концентрація еквівалентів розчиненої речовини – визначається числом молів еквівалентів $n_{\text{екв.}}$ ($V_{\text{екв.}}$) розчиненої речовини в 1 літрі розчину, виражається в одиницях *моль/л* і позначається C_E або малою буквою **n** (наприклад, розчин натрій гідроксиду з концентрацією 0,5 н NaOH):

$$C_E = \frac{n_{\text{екв.}}}{V} = \frac{m}{M_{\text{екв.}} \cdot V},$$

де m – маса розчиненої речовини, г; $M_{\text{екв.}}$ – маса 1-го еквівалента розчиненої речовини, г; V – об'єм розчину, л.

7. Моляльна концентрація – кількість розчиненої речовини (моль) – $n_{\text{моль}}$ ($V_{\text{моль}}$) у 1000 г (1 кг) розчинника – виражається в одиницях *моль/кг* і позначається буквою **m** або C_m :

$$C_m = \frac{n_{\text{моль}}}{m_{\text{р-ка}}} = \frac{m}{M \cdot m_{\text{р-ка}}},$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M_r – молярна маса розчиненої речовини, г; $m_{\text{р-ка}}$ – маса розчинника, г ($m_{\text{р-ка}} = 1000 \text{ г} = 1 \text{ кг}$).

8. Титр – кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину.

Розведення розчинів. Титрування

Якщо реакції відбуваються між речовинами у розчинах, їх вміст зручно виражати через концентрацію еквівалентів. У такому випадку легко обчислювати, в яких об'ємних відношеннях слід змішати розчини, щоб розчинені речовини прореагували без залишку. Адже, згідно із законом еквівалентів *хімічні речовини взаємодіють одна з одною в кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам*. Тому розчини з однаковою концентрацією еквівалентів (тобто такі, що містять однакову кількість молів еквівалентів) реагують в однакових об'ємах. Між

об'ємами розчинів речовин-реагентів і концентраціями еквівалентів речовин-реагентів у розчинах існує обернено пропорційна залежність:

$$\frac{C_{\text{екв } 1}}{C_{\text{екв } 2}} = \frac{V_2}{V_1},$$

$$C_{\text{екв } 1} \cdot V_1 = C_{\text{екв } 2} \cdot V_2.$$

Молярність і нормальність розчинів збігаються для одноосновних кислот і однокислотних основ. Якщо кислота триосновна, то нормальність її втричі більша, ніж молярність ($C_M = 3 C_E$), тобто 1 М H_3PO_4 відповідає 3 н H_3PO_4 , бо 1 моль H_3PO_4 містить 3 еквіваленти H_3PO_4 .

Внаслідок розведення розчинів (додавання до них лише розчинника) кількість еквівалентів $n_{\text{екв}}$ або кількість моль $n_{\text{моль}}$ розчиненої речовини не змінюється.

Кількість моль розчиненої речовини n в розчині об'ємом V_1 з молярною концентрацією C_{M1} дорівнюватиме

$$n = C_{M1} \cdot V_1.$$

Після розведення розчину до об'єму V_2 кількість розчиненої речовини не змінюється.

Тож, невідому концентрацію C_{M2} утвореного розчину об'ємом V_2 можна визначити з рівності:

$$C_{M1} \cdot V_1 = C_{M2} \cdot V_2.$$

Встановлену залежність і відповідні розрахунки використано для кількісного методу аналізу – **титрування** – процесу визначення невідомої кількості однієї речовини за відомою кількістю другої речовини у конкретних об'ємах розчинів.

Способи вираження концентрації розчинів пов'язані між собою. Під час виконання практичних завдань часто доводиться змінювати один спосіб вираження концентрацій розчину на інший.

Розглянемо конкретні приклади вираження концентрації 2 М розчину сульфатної кислоти об'ємом 1 літр різними способами.

Обчислимо *масову частку (%)* розчиненої речовини. Якщо не вказана густина розчину, то вважаємо, що $\rho = 1$, отже розчин масою 1 кг займає об'єм 1 л. Враховуючи, що молекулярна маса сульфатної кислоти $M = 98$ г, обчислюємо масу кислоти в розчині масою 1000 г:

$$m = 98 \cdot 2 = 196 \text{ (г)}.$$

Умовно прийнявши масу розчину як 100%, складаємо пропорцію:

у розчині масою 1000 г $\rightarrow$ маса кислоти 196 г,

$$100\% \rightarrow x \%,$$

Отже, $x = 19,6 \%$.

Обчислимо *концентрацію еквівалентів (моль екв/л)* розчиненої речовини. Позаяк, маса 1 екв. сульфатної кислоти дорівнює

$$M_{\text{екв}} = \frac{M_{\text{rH}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{екв}}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ (г)},$$

то концентрація молів еквівалентів H_2SO_4 :

$$C_{\text{екв}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{екв}}} = \frac{196}{49} = 4 \text{ (моль/л)},$$

4 н або $2 \text{ M} \times 2 = 4 \text{ моль/л}$, бо 1 моль H_2SO_4 містить 2 моль екв. H_2SO_4 .

Обчислимо *молярну концентрацію* розчиненої речовини.

У розчині масою 1000 г розчинено кислоту масою 196 г (2 моль), тож у розчині міститься вода масою $1000 - 196 = 804 \text{ (г)}$. *Молярну концентрацію* обчислюємо з пропорції:

у воді масою 804 г розчинено кислоту кількістю речовини 2 моль,

у воді масою 1000 г $\rightarrow$ кислоти x моль,

$$x = \frac{2 \cdot 1000}{804} = 2,49 \text{ (моль/кг)}.$$

Обчислюємо *молярну частку* розчиненої речовини в розчині:

$$n_{\text{р-ну}} = \frac{n_{\text{р.р.}}}{n_{\text{р.р.}} + N_{\text{р-ка}}};$$

$$N_{\text{р-ка}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{rH}_2\text{O}}} = \frac{804}{18} = 44,7 \text{ (моль)},$$

$$n_{\text{р-ну}} = \frac{2}{2 + 44,7} = 0,043.$$

Розглянемо низку прикладів щодо приготування розчинів різних концентрацій.

Приклад № 1

Обчислити об'єм концентрованої сульфатної кислоти ($\omega = 96\%$ і $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), яку потрібно використати для приготування 0,4 н розчину H_2SO_4 об'ємом 250 мл.

Розв'язок: Обчислюємо масу чистої кислоти.

Оскільки маса еквівалента H_2SO_4 становить:

$$M_{\text{екв.}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ (г)},$$

то згідно з формулою:

$$C_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}} V}$$

0,4 н розчин об'ємом 250 мл містить чистої H_2SO_4 :

$$m = C_{\text{екв}} \cdot M_{\text{екв}} \cdot V = 0,4 \cdot 49 \cdot 0,25 = 4,9 \text{ (г)}.$$

Зважаючи на те, що в концентрованому розчині масова частка кислоти становить 96%, обчислюємо масу розчину x :

маса кислоти 4,9 г становить 96% у розчині,

а маса розчину x г – 100%,

$$x = \frac{4,9 \cdot 100}{96} = 5,1 \text{ (г)}$$

Обчислюємо об'єм розчину концентрованої H_2SO_4 масою 5,1 г:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{5,1}{1,84} = 2,77 \text{ (см}^3\text{)},$$

Відповідь: 2,77 см³ (або 2,77 мл).

Приклад № 2

У воді об'ємом 500 см³ розчинили мідний купорос $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{ H}_2\text{O}$ масою 50 г. Обчислити масову частку солі в одержаному розчині.

Розв'язок: Маса розчину дорівнює $500 + 50 = 550$ (г). Молярна маса мідного купоросу дорівнює $M_r = 160 + 90 = 250$ (г). Отже,

$\text{CuSO}_4 \times 5 \text{ H}_2\text{O}$ масою 250 г містить безводну сіль CuSO_4 масою 160 г,

а купорос масою 50 г – безводну сіль масою x г .

Тому, $x = 50 \cdot 160 / 250 = 32$ (г).

Концентрацію безводної солі обчислюємо за пропорцією:

масу розчину 550 г приймаємо за 100%,

а масу безводної солі 32 г $\rightarrow x$ %,

$$x = 32 \times 100 / 550 = 5,82 \text{ \%}.$$

Відповідь: 5,82 %.

Приклад №3

Обчислити масу мідного купоросу, який потрібно додати до розчину солі CuSO_4 ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$, $\omega = 20\%$) об'ємом 500 мл, щоб одержати розчин солі CuSO_4 масова частка в якому становитиме 25%.

Розв'язок: Обчислюємо масу розчину CuSO_4 ($\omega = 20\%$):

$$m = V \cdot \rho = 500 \cdot 1,1 = 550 \text{ (г)}.$$

Масу розчиненої солі обчислюємо за пропорцією:

масу розчину 550 г приймаємо за 100%

$$x \rightarrow 20\%$$

$$x = 550 \cdot 20 / 100 = 110 \text{ (г)}.$$

Якщо в розчині масою 550 г розчинити x г мідного купоросу, то маса розчину становитиме $(550 + x)$ г, і він міститиме купрум сульфат масою $110 + 160x / 25$ (г).

Складаємо пропорцію та розв'язуємо відповідне рівняння:

масу розчину $(550 + x)$ приймаємо за 100%

а маса солі $110 + 160x / 25$ становить 25%,

$$13750 + 25x = 11000 + 64x;$$

$$39x = 2750;$$

$$x = 70,5 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 70,5 г.

Приклад № 4

У колбу з водою об'ємом 2 л пропустили 44,8 л сульфур(IV) оксиду, виміряного за н. у. Обчислити масову частку сульфітної кислоти в розчині та молярну концентрацію одержаного розчину кислоти.

Розв'язок: Сульфур(IV) оксид взаємодіє з водою за реакцією:



Враховуючи, що густина води дорівнює 1 г/мл, маса води об'ємом 2000 мл (2 л) дорівнює 2000 г.

Якщо один моль газу за н. у. займає об'єм 22,4 л, то об'єм 44,8 л SO_2 становить 2 моль, маса якого становить $64 \cdot 2 = 128$ (г).

Молярна маса кислоти дорівнює:

$$M_{\text{rSO}_2} + M_{\text{rH}_2\text{O}} = M_{\text{rH}_2\text{SO}_3} = 64 + 18 = 82 \text{ (г)}.$$

Якщо з SO_2 масою 64 г утворюється кислота масою 82 г,
то з SO_2 масою 128 г – утвориться кислота масою x г.

$$x = \frac{128 \cdot 82}{64} = 164 \text{ (г)}.$$

Оскільки маса розчину $2000 + 128 = 2128$ (г) становить 100%, то
маса кислоти 164 г $\rightarrow x$ %. Отже, масова частка кислоти у розчині:

$$x = \frac{164 \cdot 100}{2128} = 7,7 \text{ \%}.$$

Молярна концентрація розчину C_m – це кількість моль розчиненої речовини в 1 л розчину.

Утворений розчин, масова частка кислоти в якому становить 7,7%, вважають розведеним (тому приймаємо умовно $\rho = 1 \text{ г/см}^3$). Тож обчислену масу розчину можна вважати чисельно рівною об'єму – 2128 мл.

Згідно з рівнянням реакції кількість речовини утвореної кислоти дорівнює кількості речовини SO_2 і, відповідно, становить 2 моль.

У розчині об'ємом 2,128 л міститься 2 моль (164 г) кислоти,

а в розчині об'ємом 1 л $\rightarrow$ n моль кислоти,

отже,

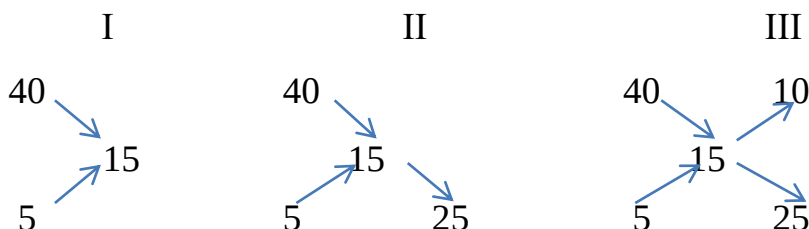
$$n = \frac{1 \cdot 2}{2,128} = 0,94 \text{ (моль/л)}.$$

Відповідь: $\omega = 7,7 \text{ \%}$. $C_m = 0,94 \text{ моль/л}$.

Приклад № 5

Обчислити, в якому відношенні об'ємів треба змішати розчини кислоти H_2SO_4 ($\omega = 40\%$, $\rho = 1,32 \text{ г/см}^3$) і розчин H_2SO_4 ($\omega = 5\%$), щоб одержати розчин кислоти ($\omega = 15\%$, $\rho = 1,24 \text{ г/см}^3$) об'ємом 600 мл.

Розв'язок: У таких задачах для розрахунків зручно користуватися правилом змішування – правилом паралелограма (або хреста). Для цього концентрації початкових розчинів записують зліва, а задану концентрацію утвореного розчину справа (схема I):



З більшої концентрації вираховують задану концентрацію і різницю записують правіше по діагоналі, як показано на схемі (II), а із заданої концентрації вираховують меншу концентрацію і теж записують правіше по діагоналі, як показано на схемі (III). Отримані числа 10 і 25 (які після скорочення на 5 стануть 2 і 5), показують, в якому масовому відношенні потрібно змішувати розчини H_2SO_4 ($\omega = 40\%$) та ($\omega = 5\%$), відповідно, щоб одержати розчин кислоти H_2SO_4 ($\omega = 15\%$).

Обчислюємо масу розчину кислоти H_2SO_4 ($\omega = 15\%$), який потрібно приготувати:

$$600 \cdot 1,24 = 744 \text{ (г)},$$

яка становить $2 + 5 = 7$ вагових частин.

Якщо маса однієї вагової частини становить:

$$\frac{744}{7} = 106,3 \text{ (г)},$$

то маса розчину кислоти H_2SO_4 ($\omega = 40\%$) дорівнює:

$$\frac{744}{7} \cdot 2 = 212,6 \text{ (г)},$$

а маса розчину кислоти H_2SO_4 ($\omega = 5\%$) дорівнює:

$$\frac{744}{7} \cdot 5 = 531,5 \text{ (г)}.$$

Обчислюємо об'єм розчину кислоти H_2SO_4 ($\omega = 40\%$):

$$V_1 = \frac{212,6}{1,32} = 161,06 \text{ (мл)}.$$

Об'єм розчину кислоти H_2SO_4 ($\omega = 5\%$) чисельно дорівнює масі розчину $V_2 = 531,5$ (мл), бо густина розведеного розчину $\rho \approx 1 \text{ г/см}^3$.

Отже, розчини потрібно змішати у відношенні об'ємів:

$$\frac{161,06}{531,5} = \frac{1,0}{3,3}.$$

Відповідь: 1,0 : 3,3.

Приклад № 6

Обчислити об'єм 0,1 н розчину лугу, необхідного для повного осадження йонів хрому з 0,2 М розчину CrCl_3 об'ємом 15 мл.

Розв'язок: Записуємо рівняння реакції:



Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то:

$$C_{\text{ек}}\text{MeOH} \cdot V_{\text{MeOH}} = C_{\text{ек}}\text{CrCl}_3 \cdot V_{\text{CrCl}_3}.$$

Обчислюємо кількість еквівалентів у 0,2 М розчині CrCl_3 об'ємом 15 мл. Оскільки 1 моль містить 3 екв. CrCl_3 , то 0,2 М – 0,6 екв. Якщо в розчині об'ємом 1 л міститься 0,6 екв., то в розчині об'ємом 0,015 л:

$$0,015 \cdot 0,6 = 0,009 \text{ екв.}$$

За законом еквівалентів обчислюємо об'єм розчину

$$V_{\text{MeOH}} \cdot 0,1 = 0,009 \cdot 0,015 = 0,00135 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 1,35 мл.

Приклад № 7

Калій перманганат реагує з ферум(II) сульфатом у кислотному середовищі H_2SO_4 . Обчислити масу калій перманганату, необхідного для приготування 0,1 н розчину об'ємом 100 мл. Обчислити масу ферум(II) сульфату, який можна окиснити калій перманганатом у приготованому розчині.

Розв'язок: Записуємо рівняння реакції:



Масу калій перманганату, необхідну для приготування 0,1 н розчину об'ємом 100 мл, обчислюємо за формулою:

$$m = C_{\text{екв}} (\text{моль/л}) \cdot E (\text{г}) \cdot V (\text{л}).$$

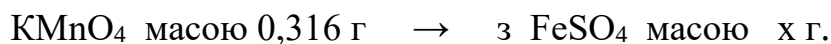
Маса калій перманганату кількістю речовини 1 екв. дорівнює $M : n$, де n – кількість електронів, приєднаних манганом у процесі відновлення.

$$M_{\text{екв}} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ (г/екв)}.$$

Обчислюємо масу KMnO_4 :

$$m_{\text{KMnO}_4} = 31,6 \text{ г/екв} \cdot 0,1 \text{ екв/л} \cdot 0,1 \text{ л} = 0,316 \text{ г}.$$

Масу FeSO_4 обчислюємо за пропорцією згідно з рівнянням реакції:



$$m_{\text{FeSO}_4} = 1,52 \text{ г}.$$

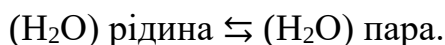
Відповідь: 1,52 г.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

У розведених розчинах частинки розчиненої речовини не реагують між собою, тому фізичні властивості розчинів залежать лише від кількості частинок розчиненої речовини і не залежать від її природи. Такі властивості розчинів ще називають колігативними, і вони змінюються прямо пропорційно до концентрації розчинів.

Тиск пари розчину

Внаслідок випаровування розчинника, зокрема води, над розчином утворюється пара, тиск якої вимірюють за допомогою манометра. Одночасно з ендотермічним процесом випаровування відбувається зворотний екзотермічний процес конденсації, між якими з часом встановлюється рівновага:



Рівноважний стан системи розчин – пара за кожної конкретної температури характеризується тиском насиченої пари розчинника.

Під час розчинення в розчиннику будь-якої нелеткої речовини тиск насиченої пари над цим розчинником знижується, що пояснюється зменшенням концентрації розчинника. Відповідно, з утворенням розчину рівновага системи розчинник – пара порушується.

Згідно з принципом, сформульованим французьким вченим А.Л. Ле-Шательє, *якщо на рівноважну систему впливають іззовні, то рівновага зміщується у бік того процесу, який зменшує цей вплив*. Тобто, внаслідок введення нелеткої речовини зменшується концентрація розчинника, і відбувається процес конденсації розчинника, що й приводить до зниження тиску насиченої пари над розчином.

Розчинена речовина ускладнює випаровування розчинника внаслідок взаємодії молекул речовини і розчинника. Тому за сталої температури тиск пари розчинника p над розчином нелеткої речовини менший, ніж над чистим розчинником p_0 (за винятком розчинів, в яких розчинена речовина є леткою – NH_3 , HCl).

Залежність зниження тиску пари розчинів від концентрації розчиненої речовини виражається **першим законом Рауля**: *відносне зниження тиску насиченої пари над розчином прямо пропорційне молярній частці розчиненої речовини χ* .

$$\frac{(p_0 - p)}{p_0} = \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n}{n + N},$$

$$\chi = \frac{n}{n + N}.$$

де p_0 – тиск пари над чистим розчинником; p – тиск пари розчинника над розчином; N – число моль розчинника; n – число моль розчиненої речовини; χ – молярна частка розчиненої речовини. Позначивши:

$$p_0 - p = \Delta p;$$

можна записати:

$$\Delta p = p_0 \cdot n_0,$$

де, $\Delta p/p_0$ – відносне зниження тиску пари.

Якщо в розчині є N моль розчинника і n моль розчиненої речовини, а

$$n = \frac{m}{M_r},$$

можемо обчислити молекулярну масу розчиненої речовини згідно з пропорцією:

$$\frac{N}{n} = \frac{\Delta p}{p_0},$$

$$M_r = \frac{p_0 \cdot m}{\Delta p \cdot N}.$$

Отже, зниження тиску пари розчинника над розчином не залежить від природи розчиненої речовини, а зумовлене лише її концентрацією у розчиннику (числом молів).

Згідно з першим законом Рауля можна обчислити і тиск пари розчинника над розчином. Так, за сталої температури тиск насиченої пари розчинника над розчином пропорційний молярній частці розчинника у розчині:

$$p_1 = p_0 \cdot N_1,$$

$$N_1 = \frac{N}{n + N},$$

де p_1 – тиск насиченої пари розчинника над розчином; N – кількість речовини розчинника, моль; N_1 – молярна частка розчинника у розчині; n – кількість розчиненої речовини, моль.

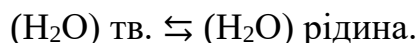
Температура кипіння і температура замерзання розчинів

Від тиску пари над розчинами залежать температура кипіння $t_{\text{кип.}}$ і температура замерзання $t_{\text{зам.}}$ розчинів. Зниження тиску пари над розчином сприяє підвищенню $t_{\text{кип.}}$ або зниженню $t_{\text{зам.}}$ розчину, порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника.

Температура кипіння розчину $t_{\text{кип.}}$ – це температура, за якої тиск насиченої пари над розчином дорівнює зовнішньому тиску. Наприклад, за атмосферного тиску $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ – $t_{\text{кип.}}$ води = $+100^\circ\text{C}$.

Якщо тиск пари над розчинником внаслідок розчинення в ньому речовини знизився, то для досягнення початкового тиску треба підвищити температуру. Отже, температура кипіння розчину вища, ніж температура кипіння чистого розчинника.

Температура замерзання розчину $t_{\text{зам.}}$ – це температура, за якої тиск насиченої пари над рідкою фазою розчину дорівнює тиску пари над його твердою фазою. Наприклад, за атмосферного тиску $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ – $t_{\text{зам.}}$ води = 0°C . У стані рівноваги рідина – тверда фаза (вода – лід за 0°C):



Якщо розчинити у воді невелику кількість речовини, то концентрація молекул води в рідкій фазі зменшиться, і, згідно з принципом Ле-Шательє, почне збільшуватися її концентрація внаслідок танення льоду. Для встановлення нового стану рівноваги необхідно знизити температуру. Отже, $t_{\text{зам.}}$ розчину нижча, ніж $t_{\text{зам.}}$ розчинника.

Другий закон Ф.М. Рауля: *підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип}}$) або зниження температури замерзання ($\Delta t_{\text{зам}}$) прямо пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини.*

$$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{еб.}} \cdot C_m = K_{\text{еб.}} \cdot \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 1000}{M_r \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \cdot C_m = K_{\text{кр.}} \cdot \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 1000}{M_r \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

де $m_{\text{р.р.}}$ – маса розчиненої речовини, г; M_r – молекулярна маса розчиненої речовини, г/моль; $m_{\text{р-ка}}$ – маса розчинника, г; $K_{\text{еб.}}$ – ебуліоскопічна стала; $K_{\text{кр.}}$ – кріоскопічна стала.

Значення ебуліоскопічної і кріоскопічної сталих не залежать від концентрації та природи розчиненої речовини, а залежать лише від природи розчинника.

За рівняннями другого закону Рауля можна розраховувати молекулярні маси розчинених речовин. Метод визначення молекулярної маси розчиненої речовини за підвищенням температури кипіння розчину називається *ебуліоскопія*, а за зниженням температури замерзання розчину – *кріоскопія*.

Явище осмосу

Якщо поверх концентрованого розчину нелеткої речовини у склянці обережно, уникаючи змішування, налити шар розчинника, то з часом концентрація розчиненої речовини в будь-якій частині розчину стане однаковою. Частинки розчиненої речовини проникають у середовище розчинника, а частинки розчинника – в середовище розчиненої речовини, тобто частинки розчиненої речовини, прагнучи до збільшення неупорядкованості, рухаються від місця з великою концентрацією до місця з меншою концентрацією. *Процес самочинного вирівнювання концентрації розчину називається дифузією.*

Якщо розчин і розчинник розділити напівпроникною мембраною, крізь яку проникають молекули розчинника і не проникають молекули розчиненої речовини, то відбувається одnobічна дифузія молекул розчинника через мембрану. *Процес одnobічної дифузії молекул розчинника через напівпроникну перегородку називається осмосом.*

Збільшення кількості молекул розчиненої речовини у розчині спричиняє виникнення тиску, який називається **осмотичним тиском**. Чисельно **осмотичний тиск (π)** розчину дорівнює тиску, який необхідно додатково створити для припинення осмосу.

Зважаючи на те, що характеризувати осмотичний тиск розведених розчинів неелектролітів можна, застосовуючи закон ідеального газу, Я.Г. Вант-Гофф сформулював **закон осмотичного тиску** – *осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона за цієї самої температури перебувала у газуватому стані та займала об'єм, такий самий, як і об'єм розчину.*

Тож, згідно з рівнянням Менделєєва-Клапейрона: *осмотичний тиск розведених розчинів неелектролітів прямо пропорційний молярній концентрації і температурі розчину:*

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T \text{ (кПа),}$$

де C_M – молярна концентрація розчину; R – газова стала; T – абсолютна температура, К.

За рівнянням осмотичного тиску можна обчислювати молекулярні маси розчинених речовин, враховуючи, що

$$C_M = \frac{m}{VM_r}.$$

Явище осмосу має важливу роль у багатьох хімічних і біологічних системах. Поживні речовини і волога з ґрунту надходять у рослини завдяки явищу осмосу. У рослинах осмотичний тиск сягає 1-1,5 мПа.

У живих організмах осмотичний тиск є визначальним фактором щодо розподілення води і поживних речовин між різними органами і тканинами.

Приклад № 1

Обчислити осмотичний тиск розчину цукру у воді ($\omega = 10\%$) за температури 27°C .

Розв'язок: Обчислюємо молярну концентрацію розчину цукру. Маса розведеного розчину цукру ($\rho \approx 1 \text{ г/см}^3$) об'ємом 1 літр становить 1000 г, а маса цукру – 100 г ($M_{\text{г цукру}} = 342 \text{ г}$), або $100 / 342 = 0,292$ моль цукру.

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T = 0,292 \cdot 8,31 \cdot (273 + 27) = 727,95 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: $\pi = 727,95 \text{ КПа}$.

Приклад № 2

Обчислити молекулярну масу речовини, яка за 23°C створює у розчині осмотичний тиск 350 кПа. Масова частка речовини у розчині ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) становить 5%.

Розв'язок: Молярна концентрація речовини у розчині дорівнює:

$$C_M = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{350}{8,31 \cdot (273 + 23)} = 0,14 \text{ (моль)}.$$

Обчислюємо масу розчиненої речовини в розчині ($\omega = 5\%$) об'ємом 1 л, враховуючи, що $\rho \approx 1 \text{ г/см}^3$:

якщо у розчині масою 100 г міститься речовина масою 5 г,

то в розчині об'ємом 1 л (1000 г) - речовина масою 50 г.

Отже, 50 г становить 0,14 моль, а маса 1 моль речовини M :

$$M = 50 / 0,14 = 357 \text{ (г/моль)}.$$

Молярну масу речовини можна обчислити і за формулою Менделєєва-Клапейрона:

$$\pi \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T,$$
$$M = m \cdot R \cdot \frac{T}{\pi V},$$
$$M = 357 \text{ (г/моль)}.$$

Відповідь: $M = 357 \text{ (г/моль)}$.

Приклад № 3

За певної температури різниця тиску пари над розчином, що містить анілін кількістю речовини 0,4 моль в розчиннику карбон дисульфіді CS_2 масою 3,04 кг, становить $\Delta p = 1,0037 \text{ кПа}$. Обчислити молекулярну масу карбон дисульфїду, якщо тиск його пари за цієї температури – 101,33 кПа.

Розв'язок: Відносне зниження тиску насиченої пари над розчином обчислимо за рівнянням:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n}{n + N},$$

У розчині міститься анілін кількістю речовини $n = 0,4 \text{ моль}$, а карбон дисульфїду – $N = 3040 / M_{\text{rCS}_2} \text{ (моль)}$.

Підставивши значення всіх величин у рівняння, обчислюємо молярну масу карбон дисульфїду:

$$1,0037 / 101,33 = 0,4 / (3040 / M + 0,4);$$
$$M_{\text{CS}_2} = 76 \text{ (г/моль)}.$$

Відповідь: $M = 76 \text{ г/моль}$.

Приклад № 4

Обчислити тиск пари над розчином сечовини ($\omega = 10\%$) за температури 100°C . Тиск пари води за цих умов становить 101,33 кПа.

Розв'язок: У розчині сечовини ($\omega = 10\%$) масою 100 г міститься вода масою 90 г або кількістю речовини 5 моль води ($M_{\text{води}} = 18$) та сечовина масою 10 г або кількістю речовини 0,16 моль ($M_{\text{сеч.}} = 60$). Тиск пари над розчином пропорційний молярній частці розчинника і обчислюється за формулами:

$$p_1 = p_0 \cdot N_1,$$

$$N_1 = \frac{N}{n + N},$$

$$p_1 = \frac{p_0 \cdot N}{N + n};$$

$$p_1 = \frac{101,33 \cdot \frac{90}{18}}{\frac{90}{18} + \frac{10}{60}} = \frac{101,33 \cdot 5}{5 + 0,16} = 98,18 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: $p_1 = 98,18 \text{ кПа}$.

Приклад № 5

Обчислити температури кипіння та замерзання розчину, що містить нітробензен масою 1 г в бензені масою 10 г. Ебуліоскопічна та кріоскопічна константи бензену дорівнюють $2,57^\circ\text{C}$ і $5,12^\circ\text{C}$, відповідно. Температура кипіння чистого бензену – $80,2^\circ\text{C}$, температура замерзання – $5,4^\circ\text{C}$.

Розв'язок: За другим законом Рауля:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{еб.}} \cdot C_m = K_{\text{еб.}} \cdot \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 1000}{M_r \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \cdot C_m = K_{\text{кр.}} \cdot \frac{m_{\text{р.р.}} \cdot 1000}{M_r \cdot m_{\text{р-ка}}};$$

обчислюємо:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = \frac{5,12 \cdot 1 \cdot 1000}{123,11 \cdot 10} = 4,16^\circ\text{C}.$$

Температура замерзання розчину дорівнює:

$$t_{\text{зам.}} = 5,4 - 4,16 = 1,24^\circ\text{C}.$$

Обчислюємо підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = \frac{2,57 \cdot 1 \cdot 1000}{123,11 \cdot 10} = 2,09^\circ\text{C}.$$

Температура кипіння розчину дорівнює:

$$t_{\text{кип.}} = 80,2 + 2,09 = 82,29^\circ\text{C}.$$

Відповідь: $t_{\text{кип.}} = 82,29^\circ\text{C}$; $t_{\text{зам.}} = 1,24^\circ\text{C}$.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ, ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Структурні одиниці електролітів (розчинних солей, кислот, основ) у розчині дисоціюють на йони. **Електролітична дисоціація** є зворотним процесом, у якому з часом встановлюється динамічна рівновага між структурними одиницями, що дисоціювали на йони, та недисоційованими структурними одиницями. Здатність електроліту дисоціювати на йони кількісно можна оцінити за допомогою ступеня дисоціації α .

Ступінь електролітичної дисоціації α – це відношення кількості речовини (моль) електроліту, що дисоціювала на йони, до загальної кількості речовини (моль) електроліту в розчині. Позначивши кількість речовини (моль) продисоційованого електроліту як концентрацію $C_{\text{дис.}}$ (моль/л), і загальну кількість речовини (моль) електроліту як його концентрацію $C_{\text{заг.}}$ (моль/л), отримаємо математичний вираз для ступеня електролітичної дисоціації:

$$\alpha = \frac{C_{\text{дис.}}}{C_{\text{заг.}}}$$

Ступінь дисоціації може змінюватися від 0 до 1 (або від 0 до 100 %). За ступенем дисоціації електроліти поділяються на слабкі та сильні. Сильні електроліти – це більшість солей, у тому числі й комплексні солі; кислоти H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 , HCl , HBr , $\text{H}[\text{BF}_4]$ та інші комплексні кислоти; луги лужних і лужноземельних металів і комплексні основи. Слабкі електроліти – нестійкі сполуки, що розкладаються на різні речовини, H_2CO_3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, HNO_2 , H_2S , HCN , HF , HOCl , H_3AsO_3 , та малорозчинні $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, H_2SiO_3 ; а також комплексні йони тощо.

Для розчинів електролітів експериментальні значення величин π , Δp , $\Delta t_{\text{кип.}}$, $\Delta t_{\text{зам.}}$ більші від теоретично обчислених за законами Вант-Гоффа та Рауля. Тому було введено *ізотонічний коефіцієнт* – i , який показує у скільки разів експериментально одержані числові значення величин π , Δp , $\Delta t_{\text{кип.}}$, $\Delta t_{\text{зам.}}$ більші за теоретично обчислені для розчинів електролітів таких самих концентрацій:

$$i = \frac{\pi_{\text{пр.}}}{\pi_{\text{теор.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.пр.}}}{\Delta t_{\text{кип.теор.}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам.пр.}}}{\Delta t_{\text{зам.теор.}}} = \frac{\Delta p_{\text{пр.}}}{\Delta p_{\text{теор.}}}$$

Отже, характеристики розчинів електролітів обчислюють так:

$$\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T; \quad \Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot K_{\text{еб.}} \cdot C_{\text{м.}}$$

А *ізотонічний коефіцієнт* можна обчислити за формулами:

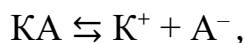
$$i = \frac{\pi}{n \cdot R \cdot T};$$
$$i = \frac{(p_0 - p) \cdot (N + n)}{p_0 \cdot n};$$
$$i = \frac{\Delta t_{\text{кип.}} \cdot m_{\text{р-ка}} \cdot M_r}{K_{\text{еб.}} \cdot 1000 \cdot m_{\text{р.р.}}}.$$

Ступінь електролітичної дисоціації теж обчислюють за величиною ізотонічного коефіцієнту (i):

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

де n – число йонів, на які дисоціює молекула електроліту; i – ізотонічний коефіцієнт.

Оскільки, електролітична дисоціація слабких електролітів є зворотним процесом, то її можна охарактеризувати згідно із законом дії мас. Схему дисоціації слабого електроліту КА можна записати як:



а константу рівноваги процесу:

$$K_p = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}.$$

Константа дисоціації не залежить від концентрації розчину, а залежить від температури, природи розчиненої речовини та розчинника, і має розмірність – моль/л. Слабкі електроліти, які складаються більше ніж з двох йонів, дисоціюють ступінчасто. Сумарна константа дисоціації дорівнює добутку констант кожного ступеня дисоціації (додаток Д). Константа і ступінь електролітичної дисоціації пов'язані **законом розведення В.Ф. Оствальда**:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{C - \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Якщо електроліт дуже слабкий і ступінь дисоціації його має нікчемно мале значення $\alpha \rightarrow 0$ ($\alpha \ll 1$), ним можна знехтувати.

Враховуючи, що $(1 - \alpha) \approx 1$, математичний вираз закону розведення набуває вигляд:

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2.$$

Ступінь електролітичної дисоціації $\alpha < 1$ характерний для концентрованих розчинів сильних електролітів, і тому експериментальні значення α називають *позірним (уявним) ступенем* дисоціації. Для кількісної оцінки властивостей розчинів сильних електролітів необхідно враховувати електростатичну взаємодію між йонами та можливість утворення асоціатів.

Оскільки ефективна концентрація йонів не відповідає їх реальній концентрації, а менша за неї, то для характеристики стану йонів і їхніх властивостей користуються величиною, яка називається *активністю*. **Активність** – це величина *a*, пропорційна концентрації, має її розмірність, і її треба підставити у термодинамічному рівнянні замість концентрації, щоб теоретично обчислені значення відповідали експериментальним.

$$a^2 = \gamma \cdot C,$$

де *C* – концентрація, виражена в одиницях молярності або моляльності; γ – *коефіцієнт активності*, тобто коефіцієнт, на який треба помножити величину концентрації, щоб отримати значення активності. Цей коефіцієнт є мірою розбіжності активності й концентрації, або мірою відхилення електроліту від ідеального стану (якщо відсутня взаємодія між йонами).

Приклад № 1

Обчислити ступінь дисоціації 0,1 М розчину кислоти H_2S і концентрацію йонів гідрогену, якщо $K_{\text{дис.}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$ за першим ступенем процесу дисоціації $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+$.

Розв'язок: Оскільки, константа і ступінь дисоціації пов'язані відношенням:

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2,$$

визначаємо

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{1 \cdot 10^{-1}}} = \sqrt{(1,1 \cdot 10^{-6})} = 1,05 \cdot 10^{-3}.$$

Отже, ступінь дисоціації дорівнює 0,105 %. Концентрація $[H^+]$

$$[H^+] = C \cdot \alpha = 1,05 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}.$$

Відповідь: $\alpha = 1,05\%$, $[H^+] = 1,05 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Приклад № 2

Розчин, що містить барій нітрат масою 33,2 г у воді об'ємом 300 мл, кипить за температури 100,46°C. Обчислити уявний ступінь α дисоціації солі у воді. $K_{\text{еб}} \text{ H}_2\text{O} = 0,52^\circ\text{C}$.

Розв'язок: Обчислюємо $\Delta t_{\text{кип.}}$, зважаючи на те, що сіль у твердому стані не є електролітом:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = \frac{K_{\text{еб.}} \cdot m_{\text{р.р.}} \cdot 1000}{M_r \cdot m_{\text{р-ка}}} = \frac{0,52 \cdot 1000 \cdot 33,2}{300 \cdot 261} = 0,22^\circ\text{C};$$

Обчислюємо ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{\Delta t_{\text{кип. пр.}}}{\Delta t_{\text{кип. теор.}}} = \frac{0,46}{0,22} = 2,09.$$

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ у розчині є електролітом і дисоціює на три йони:



Ізотонічний коефіцієнт для трийонного електроліту дорівнює:

$$i = 1 + 2 \alpha,$$

де α – уявний ступінь дисоціації:

$$\alpha = \frac{i - 1}{2} = \frac{2,09 - 1}{2} = 0,5045.$$

Відповідь: $\alpha = 0,5045$.

Приклад № 3

Обчислити, який осмотичний тиск створює плазма крові людини, якщо розчин натрій хлориду ($\omega = 0,8\%$, $\rho = 1$ г/мл) ізотонічний з плазмою. Ступінь дисоціації розчину NaCl $\alpha = 0,9$.

Розв'язок: У розчині електроліт натрій хлорид дисоціює на два йони. Осмотичний тиск цього розчину:

$$\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T.$$

Ізотонічний коефіцієнт i для двойонного електроліту: $i = \alpha + 1 = 1,9$.

Температура тіла людини 36,6°C. $R = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$. Якщо приймаємо масу розчину за 100 г, то маса NaCl становить 0,8 г.

Зважаючи на густину розчину $\rho = 1 \text{ г/мл}$, його об'єм становить 100 мл.

Знаючи $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ г}$, обчислюємо $n = 0,8 / 58,5 = 0,0137 \text{ (моль)}$.

Обчислюємо молярну концентрацію (C_m) розчину NaCl ($\omega = 0,8\%$).

$$C_m = \frac{0,0137 \cdot 1000}{100} = 0,137 \text{ (моль/л)},$$

$$\pi = 1,9 \cdot 0,137 \cdot 8,31 \cdot (273 + 36,6) = 669,7 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: $P_{\text{осм.}} = 669,7 \text{ кПа}$.

ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

Нерозчинна частина малорозчинної сполуки КА перебуває в динамічній рівновазі з розчином. Цей процес зворотний, і тому за сталої температури його константу рівноваги можна записати:

$$K_p = [K^+] \cdot [A^-].$$

Добуток рівноважних концентрацій йонів малорозчинного електроліту за сталої температури є сталою величиною і називається **добутком розчинності (ДР)**. Отже, вираз добутку розчинності малорозчинної сполуки A_xB_y має загальний вигляд:

$$\text{ДР} = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y = [xS]^x \cdot [yS]^y = \text{const},$$

де S – розчинність сполуки A_xB_y , моль/л.

Додавання однойменних йонів до розчину малорозчинного електроліту зменшує його розчинність.

Відомі значення добутків розчинності малорозчинних сполук зведено в таблицю (додаток Ж).

Приклад № 1

Розчинність кальцій карбонату у воді об'ємом 1 л становить 0,0062 г. Обчислити добуток розчинності.

Розв'язок: Кальцій карбонат частково дисоціює:



Молекулярна маса CaCO_3 дорівнює 100 г/моль.

Розчинність становить: $S = 0,0062 : 100 = 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$.

Один моль кальцій карбонату дисоціює з утворенням катіону кальцію та аніону CO_3^{2-} :

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = [6,2 \cdot 10^{-5}],$$

$$\text{ДР} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = [6,2 \cdot 10^{-5}]^2 = 3,8 \cdot 10^{-9}.$$

Відповідь: $\text{ДР} = 3,8 \times 10^{-9}$.

Приклад № 2

Обчислити об'єм води, необхідний для розчинення купрум(II) сульфідом масою 1 мг ($M_{\text{CuS}} = 95,5$ г). $\text{ДР}_{\text{CuS}} = 4 \cdot 10^{-38}$ моль/л.

Розв'язок: Позначаємо розчинність CuS за x .

Згідно з рівнянням дисоціації: $\text{CuS} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-}$,

$$\text{ДР} = x \cdot x = x^2, \quad \text{а} \quad x = \sqrt{4 \cdot 10^{-38}} = 2 \cdot 10^{-19} \text{ (моль/л)},$$

$$\text{або} \quad S = 2 \cdot 10^{-19} \cdot 95,5 = 1,82 \cdot 10^{-17} \text{ (г/л)}.$$

Обчислюємо об'єм води, необхідний для розчинення купрум(II) сульфідом масою $m = 1$ мг за формулою:

$$V = \frac{m}{S},$$

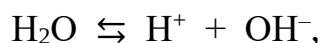
де S – розчинність, г/л.

$$V = 1 \cdot 10^{-3} / 1,82 \cdot 10^{-17} = 5,49 \cdot 10^{13} \text{ (л)}.$$

Відповідь: $V = 5,49 \cdot 10^{13}$ (л).

ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Хімічно чиста вода у незначній мірі проводить електричний струм, тому є слабким електролітом, і частково може дисоціювати за такою схемою:



Згідно із законом дії мас, константа дисоціації K_d води має значення:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16},$$

де $[\text{H}_2\text{O}]$ – концентрація недисоційованих молекул води (CH_2O), що перебувають у стані рівноваги з йонами гідрогену та гідроксид-йонами.

Оскільки дисоційованих молекул води надзвичайно мало, порівняно із загальною кількістю молекул води, ними можна знехтувати. Тож, концентрацію недисоційованих молекул води $\text{C}_{\text{H}_2\text{O}}$ можна вважати сталою величиною, тобто $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$, і її легко обчислити, зважаючи, що густина води $\rho = 1 \text{ г/мл}$ і маса води об'ємом 1 л становить $m = 1000 \text{ г}$:

$$\text{C}_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 / 18 = 55,56 \text{ моль/л.}$$

Враховуючи значення $K_{\text{д}}$ води, добуток $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ обчислюють:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \times 10^{-16} \times 55,56 \approx 10^{-14}.$$

Добуток концентрацій йонів гідрогену та гідроксид-йонів називають *йонним добутком води*:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Встановлено, що за температури 25°C $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$, а за 100°C $K_{\text{H}_2\text{O}} = 0,58 \cdot 10^{-12}$, бо з підвищенням температури значення ступеня дисоціації води збільшується.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ (моль/л)}.$$

Отже, якщо концентрація одного з йонів $[\text{H}^+]$ або $[\text{OH}^-]$ відома, можна обчислити невідому концентрацію:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

або

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}.$$

Записувати концентрації йонів $[\text{H}^+]$ або $[\text{OH}^-]$ числами у від'ємній степені дуже незручно, тому було введено поняття *водневого показника розчину* та його позначення як pH :

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Оскільки концентрація йонів Гідрогену в розчині може змінюватися в межах йонного добутку:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,$$

то pH змінюється в інтервалі від 0 до 14.

У нейтральному середовищі:

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ (моль/л)}, \quad \text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7.$$

У кислотному середовищі:

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ (моль/л)}, \quad \text{pH} < 7.$$

У лужному середовищі:

$$[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ (моль/л)}, \quad \text{pH} > 7.$$

Розчини, значення pH яких перебуває в інтервалі 0...3, належать до сильнокислотних; значення pH в інтервалі 4...6 характеризують слабо кислотне середовище розчину; значення pH – 8...10 свідчать про слабо лужне середовище розчину, а значеннями pH – 11...14 характеризують сильно лужне середовище розчину.

Приклад № 1

Обчислити pH 0,025 М розчину барій гідроксиду, ступінь дисоціації молекул якого становить 75 %.

Розв'язок: Барій гідроксид дисоціює:



Обчислюємо концентрацію гідроксид-іонів $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot 2 \cdot \alpha = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 2 \cdot 0,75 = 3,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Обчислюємо молярну концентрацію йонів $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{3,75 \cdot 10^{-2}} = 2,66 \cdot 10^{-13} \text{ (моль/л)},$$

або

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 2,66 \cdot 10^{-13} = 12,57.$$

Відповідь: pH = 12,57.

Приклад № 2

Обчислити pH розчину сульфатної кислоти, якщо до розчину концентрованої H_2SO_4 ($\omega = 98\%$ і $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) об'ємом 10 мл додали воду об'ємом 2,5 л.

Розв'язок: Розведена H_2SO_4 – сильний електроліт, молекули якого повністю дисоційовані. Обчислюємо масу (m) і кількість речовини (n) кислоти, якщо $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$:

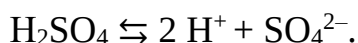
$$m = 10 \cdot 1,84 \cdot 0,98 = 18,032 \text{ (г)};$$

$$n = 18,032 / 98 = 0,184 \text{ (моль)}.$$

Обчислюємо молярну концентрацію C_M кислоти у розчині, припустивши, що об'єм розчину не змінюється:

$$C_M = 0,184 / 2,5 = 0,0736 \text{ (моль/л)}.$$

Записуємо рівняння дисоціації:



Отже, одна молекула кислоти внаслідок повної дисоціації утворює 2 йони H^+ , Тож концентрація:

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot 0,0736 = 0,1472 \text{ йон/л},$$

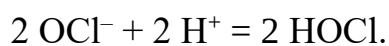
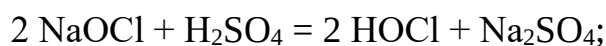
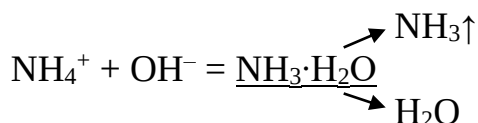
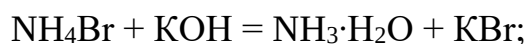
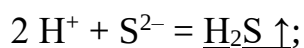
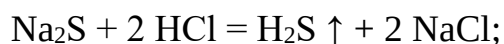
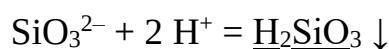
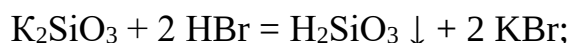
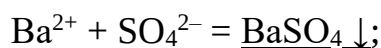
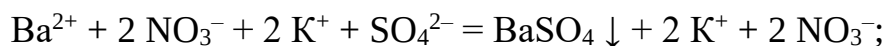
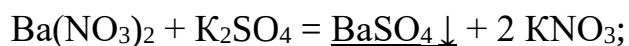
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg [1,472 \cdot 10^{-1}] = 1 - \lg 1,472 = 0,87.$$

Відповідь: $\text{pH} = 0,87$.

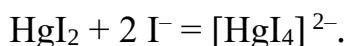
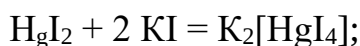
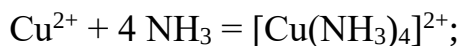
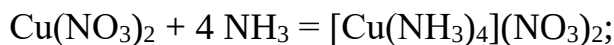
РЕАКЦІЇ ОБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Згідно з теорією електролітичної дисоціації у розчинах електролітів реакції відбуваються між йонами. Тому взаємодію між речовинами-електролітами описують як молекулярними рівняннями реакцій, так і йонними, які й відображають хімічну суть процесу.

Реакції між йонами відбуваються до кінця лише у тих випадках, якщо внаслідок взаємодії утворюється малорозчинна або летка сполука, чи слабкий малодисоційований електроліт. Наприклад:



У разі утворення в розчині стійких комплексних йонів (катіонів, аніонів) або нейтральних комплексів відбувається зміщення йонної рівноваги у бік утворення комплексу, і реакція між електролітами відбувається практично до кінця. Чим стійкіший комплекс, тим повнішою буде взаємодія між йонами електролітів, що утворюють цей комплекс. Наприклад:



ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Гідроліз солі – це реакція обміну солі з водою, тобто хімічний процес взаємодії солі з молекулами води у розчині.

Гідролізу зазнають лише розчинні солі внаслідок порушення рівноваги процесу дисоціації води під час їх розчинення.

Суть гідролізу полягає у хімічній взаємодії аніонів або катіонів солі з йонами H^+ або гідроксид-йонами OH^- , утвореними внаслідок часткової дисоціації молекул води. Як результат такої взаємодії утворюється малодисоційована речовина (слабкий електроліт).

Механізм реакцій гідролізу залежить від природи основ і кислот, які утворюють солі.

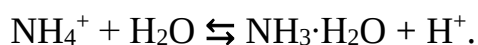
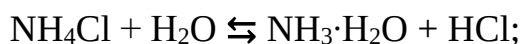
Типи солей		
1.	Солі, утворені аніонами сильних кислот і катіонами сильних основ	NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KBr , BaI_2
2.	Солі, утворені аніонами сильних кислот і катіонами слабких основ (нерозчинних або нестійких, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)	ZnSO_4 , CuCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, CrBr_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4Br , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
3.	Солі, утворені аніонами слабких кислот і катіонами сильних основ	Na_2S , K_2CO_3 , Li_2SO_3 , Na_2CrO_4 , KCN , NaF , CH_3COOK , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$
4.	Солі, утворені аніонами слабких кислот і катіонами слабких основ (нерозчинних або нестійких, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)	NH_4NO_2 , AlF_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$, NH_4CN
5.	Солі, утворені аніонами кислот середньої сили і катіонами сильних основ	Na_3PO_4 , K_3PO_4

1. Солі, утворені катіонами сильних основ і аніонами сильних кислот не гідролізують.

Гідролізу зазнають солі (або солеподібні речовини), утворені слабкою основою та слабкою кислотою, слабкою основою та сильною кислотою, сильною основою та слабкою кислотою.

2. Сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою. Прикладами таких солей є: NH_4Cl , FeSO_4 , $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$ тощо.

Солі, що складаються з катіонів слабких основ і NH_4^+ та аніонів сильних кислот, гідролізують по катіону (або NH_4^+) з утворенням слабкої основи або оснóвної солі.



Внаслідок реакції утворюється слабо дисоційована основа $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, яку іноді записують як NH_4OH , та сильна кислота, що сприяє появі у розчині певного надлишку йонів H^+ , і тому в розчинах таких солей утворюється кислотне середовище, $\text{pH} < 7$.

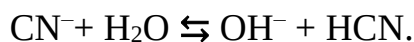
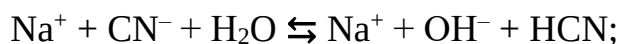
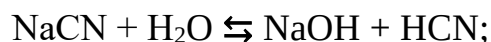
Подібно, проте постадійно, гідролізують солі, утворені слабкими багатокислотними основами та сильними кислотами. Гідроліз солі відбувається по катіону, до якого за донорно-акцепторним зв'язком приєднується гідроксид-йон OH^- з утворенням спочатку складних катіонів основних солей, які в розчині не дисоціюють, а на останній стадії – молекул слабкої нерозчинної основи. Внаслідок утворення йонів H^+ у розчинах таких солей утворюється кислотне середовище. Гідроліз відбувається переважно на першій стадії, бо далі ступінь гідролізу на кожній наступній стадії значно зменшується:



Щоб запобігти гідролізу та утворенню оснóвної солі, до розчину солі треба додати відповідну сильну кислоту, і рівновага реакції зміститься вліво до утворення середньої солі.

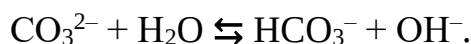
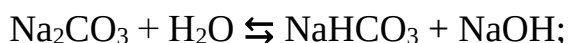
3. Сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Прикладами таких солей є: K_2SiO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, BaS тощо.

Гідроліз таких солей відбувається по аніону внаслідок взаємодії молекули води з аніоном слабкої кислоти, що є у складі солі, з утворенням слабого електроліту – слабкої кислоти та лугу.



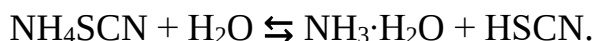
Внаслідок гідролізу солей, що складаються з катіонів сильних основ і аніонів багатоосновних слабких кислот, між кислотним залишком і йоном H^+ виникає ковалентний зв'язок, і утворюється спочатку аніон кислоти солі, який не дисоціює в розчині, а далі – слабка кислота, летка чи така, що розкладається або випадає в осад. У процесі гідролізу таких солей в розчині накопичується певний надлишок йонів OH^- , і тому в розчинах таких солей утворюється лужне середовище, $\text{pH} > 7$.

Гідроліз відбувається поетапно, здебільшого на першій стадії, бо на кожній наступній стадії значно зменшується ступінь гідролізу:



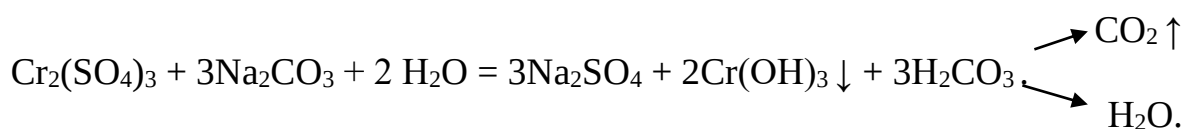
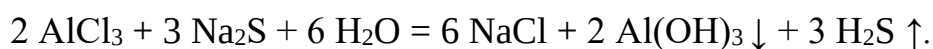
4. Сіль, утворена слабкою кислотою і слабкою основою. Прикладами таких солей є: CuSO_3 , $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, тощо.

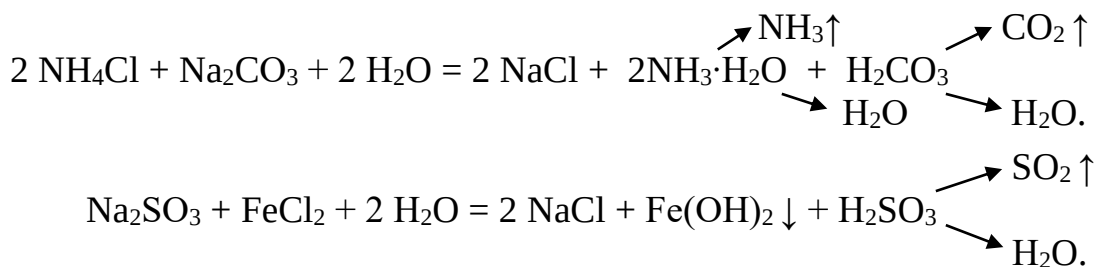
Внаслідок гідролізу таких солей утворюються дві малодисоційовані речовини.



Більшість солей цього типу гідролізують повністю або розкладаються в момент утворення. Продуктами повного гідролізу є малорозчинні основи (або нестійкі $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), чи слабкі або леткі кислоти.

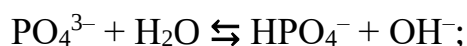
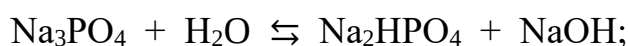
Прикладами повного гідролізу є:





Розчин солі внаслідок повного її гідролізу має значення рН близько 7, залежно від того, константа дисоціації якого слабкого електроліту (кислоти чи основи) буде більшою.

5. Сіль, утворена сильною основою та кислотою середньої сили, наприклад: Na_3PO_4 тощо. Внаслідок гідролізу таких солей утворюються дві розчинні речовини, одна з яких дисоціює ступінчасто (у наведеному випадку триосновна кислота H_3PO_4).



Гідроліз відбувається не до кінця, а до передостанньої стадії, тому в розчині утворюється певний надлишок йонів OH^- . Оскільки реакція на останній стадії відбувається у зворотному напрямку, то в розчинах таких солей утворюється лужне середовище, $\text{pH} > 7$.

Для виявлення середовища у розчинах використовують кислотно-основні індикатори – органічні речовини, здатні змінювати забарвлення залежно від середовища: нейтрального ($\text{pH} = 7$), кислотного ($\text{pH} < 7$), лужного ($\text{pH} > 7$).

Цю властивість широко використовують для приблизного якісного визначення середовища у прозорих безбарвних розчинах.

Оскільки окремі індикатори зазвичай активні лише у вузькому діапазоні значень рН, часто користуються їхніми сумішами, які називають універсальними індикаторами (діапазон рН – 1-10, 0-12), і для зручності виготовляють індикаторний папір.

Гідроліз солі є зворотним процесом, тому згідно з принципом Ле-Шательє, на нього можна впливати із зовні:

1. Внаслідок розведення розчину концентрація води збільшується і, згідно із законом дії мас, рівновага зміщується праворуч – **гідроліз відбувається повніше.**

2. Із підвищенням температури збільшується ступінь дисоціації води, тобто збільшується концентрація йонів H^+ та OH^- , і, відповідно, ймовірність утворення малодисоційованих молекул кислоти чи основи. Отже, гідроліз відбувається повніше.

3. Щоб запобігти гідролізу або загальмувати його, зміщують рівновагу вліво, додаючи до розчину одну з тих речовин, які утворюються (якщо утворюється кислота, додають HCl , якщо ж луг, то KOH), або ж використовують концентровані розчини солей на холоді.

Оскільки гідроліз солі є зворотним процесом, він характеризується константою гідролізу $K_{\text{гидр}}$. Чим менше значення константи гідролізу, тим менше гідролізує сіль, і навпаки.

Кількісно процес гідролізу солі оцінюють і за *ступенем гідролізу* – відношенням кількості речовини (моль) гідролізованої солі до її загальної кількості речовини (моль). Ступінь гідролізу h тим вищий, чим менша концентрація солі в розчині.

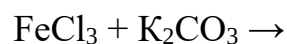
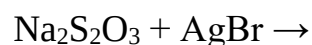
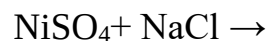
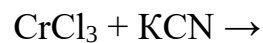
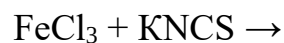
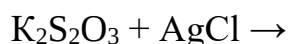
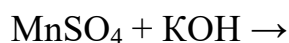
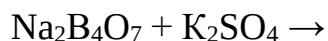
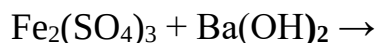
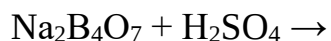
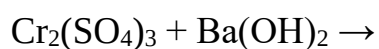
Завдання для перевірки знань:

Дописати схеми процесу дисоціації електролітів:

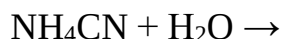
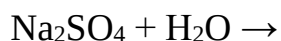
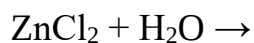
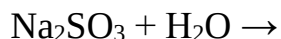
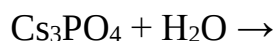
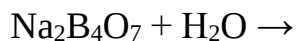
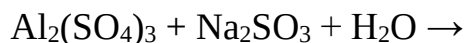
H_2CO_3 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, RbOH , MnSO_4 , FeCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, K_3PO_4 , $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$.

Дописати схеми реакцій і перетворити їх на хімічні рівняння в молекулярному та йонному (повному і скороченому) вигляді:

- реакцій, що відбуваються до кінця:



- гідролізу солей:



Розрахункові задачі

1. Обчислити об'єм 2,5 М розчину натрій гідроксиду, який потрібно використати для приготування 0,3 М розчину натрій гідроксиду об'ємом 100 мл.
2. Обчислити молярну концентрацію кислоти у розчині, одержаному внаслідок зливання двох розчинів хлороводню 0,2 М об'єм 300 мл і 0,7 М об'єм 600 см³.
3. Обчислити масу розчину NaOH ($\omega = 20\%$), який потрібно додати до води об'єм 0,6 л, щоб приготувати розчин NaOH ($\omega = 0,15\%$).
4. Обчислити масу натрій хлориду, який потрібно розчинити в розчині натрій хлориду ($\omega = 5\%$) масою 500 г, щоб утворився розчин солі ($\omega = 10\%$).
5. До розчину солі ($\omega = 20\%$) масою 400 г долили воду об'ємом 200 мл. Обчислити масову частку солі в одержаному розчині.
6. Обчислити об'єм води, в якій потрібно розчинити залізний купорос масою 7 г, щоб одержати розчин ферум(II) сульфату ($\omega = 0,2\%$).
7. До води об'ємом 400 мл долили розчин сульфатної кислоти ($\omega = 96\%$ і $\rho = 1,84$ г/мл) об'ємом 100 мл і одержали розчин ($\rho = 1,22$ г/мл). Обчислити масову частку H_2SO_4 та концентрацію еквівалентів кислоти в одержаному розчині.

8. Змішали розчину солі амоній нітрату ($\omega = 15\%$) масою 300 г та розчину цієї ж солі ($\omega = 40\%$) масою 400 г. Обчислити масову частку NH_4NO_3 в утвореному розчині.
9. Обчислити концентрацію еквівалентів Na_2CO_3 в розчині ($\omega = 7,85\%$, $\rho = 1,08 \text{ г/мл}$).
10. Змішали 0,2 М розчин KOH об'ємом 500 мл та розчин KOH ($\omega = 5\%$, $\rho = 1 \text{ г/мл}$) об'ємом 3,5 л. Обчислити молярну концентрацію утвореного розчину. Зміною об'ємів знехтувати.
11. Обчислити об'єм розчину концентрованої H_2SO_4 ($\omega = 80\%$ і $\rho = 1,3 \text{ г/мл}$), який потрібно використати для приготування 4 М розчину кислоти об'ємом 3,2 л.
12. Обчислити молярну концентрацію розчину, приготованого розчиненням кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ масою 45 г у воді та доведеного до загального об'єму 500 мл.
13. Обчислити молярну концентрацію фосфатної кислоти в розчині ($\omega = 14,6\%$, $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$).
14. Обчислити молярну концентрацію сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ($\omega = 12\%$) у водному розчині.
15. Тиск пари за температури 55°C над водним розчином глюкози становить 14,83 кПа. Обчислити масову частку глюкози в розчині, якщо тиск пари над чистою водою за цієї температури становить 15,74 кПа.
16. Обчислити тиск пари за температури 100°C над розчином, у якому сечовина масою 12 г $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ розчинена у воді масою 180 г.
17. У розчині об'ємом 0,5 л міститься речовина-неелектроліт масою 2 г. Розчин за температури 0°C створює осмотичний тиск 51 кПа. Обчислити молекулярну масу речовини в розчині.
18. Обчислити осмотичний тиск розчину об'ємом 200 мл, в якому розчинено цукор $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ масою 11,4 г. Температура розчину $t = 7^\circ\text{C}$.
19. Обчислити масу глюкози, яку необхідно розчинити у воді масою 200 г, щоб одержаний розчин: а) почав замерзати за температури -1°C ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^\circ\text{C}$); б) закипів за температури 101°C ($E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,516^\circ\text{C}$).
20. Внаслідок розчинення камфори масою 0,052 г у бензені масою 26 г температура замерзання розчину знизилася на $0,067^\circ\text{C}$. Обчислити молекулярну масу камфори. ($K_{\text{бензену}} = 5,1^\circ\text{C}$).

21. Обчислити осмотичний тиск за температури 7°C розчину ацетону $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ ($\omega = 5\%$, $\rho = 0,9 \text{ г/см}^3$).
22. Обчислити температуру кипіння водного розчину цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ($\omega = 10\%$). ($E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,516^{\circ}\text{C}$).
23. Обчислити масу глюкози, яку необхідно розчинити у воді масою 260 г, щоб одержати розчин, температура кипіння якого перевищує температуру кипіння чистого розчинника на $0,05^{\circ}\text{C}$.
24. Обчислити молярну масу розчиненої речовини масою 6 г цієї у воді масою 200 г. Розчин починає кристалізуватися за температури $-0,93^{\circ}\text{C}$. ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^{\circ}\text{C}$).
25. Обчислити константу дисоціації $0,03 \text{ М}$ розчину кислоти, якщо ступінь дисоціації $\alpha = 2,45\%$.
26. Обчислити ступінь електролітичної дисоціації флуороводневої кислоти у $0,1 \text{ М}$ розчині, якщо $K_{\text{дис.к-ти}} = 7,4 \cdot 10^{-4}$.
27. Обчислити молярну концентрацію оцтової кислоти (CH_3COOH) у розчині, якщо ступінь дисоціації $\alpha = 0,01$, а $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
28. Розчин, у якому міститься цинк нітрат масою 1,23 г у воді масою 100 г, кипить за $100,09^{\circ}\text{C}$. Обчислити ступінь дисоціації солі в розчині.
29. Концентрація йонів $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ моль/л}$ у розчині. Обчислити рН розчину та вказати середовище.
30. Обчислити концентрації йонів $[\text{H}^+]$ та $[\text{OH}^-]$ у розчинах з водневим показником рН: 3,2; 5,8; 9,1; 11,4; 6,5; 7,8; 13,2.
31. Обчислити концентрацію йонів $[\text{OH}^-]$ у $0,01 \text{ М}$ розчині амоніаку, якщо $K_{\text{д}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
32. 2. Обчислити рН розчинів:
 - $0,1 \text{ н. HCN}$, $K_{\text{дис}} = 4,9 \cdot 10^{-9}$;
 - $0,1 \text{ М H}_2\text{S}$, $K_{\text{дис}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$;
 - $0,1 \text{ М H}_3\text{BO}_3$, $K_{\text{дис}} = 5,83 \cdot 10^{-10}$;
 - $0,1 \text{ М H}_2\text{CO}_3$, $K_{\text{дис}} = 4,45 \cdot 10^{-7}$;
 - $0,1 \text{ н NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $K_{\text{дис}} = 1,77 \cdot 10^{-7}$.
33. Обчислити значення рН $0,01 \text{ н}$ розчину оцтової кислоти, $\alpha = 0,025$.
34. Обчислити рН розчину, концентрація $\text{Ba}(\text{OH})_2$ у якому – $0,0005 \text{ моль/л}$;
 - концентрація натрій гідроксиду – $0,001 \text{ екв/л}$;
 - концентрація сульфатної кислоти – $0,005 \text{ екв/л}$.

Лабораторна робота №3

ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСЛОТ І ЛУГІВ У РОЗЧИНІ КИСЛОТНО-ОСНОВНИМ ТИТРУВАННЯМ

Дослід 1. Визначення концентрації лугу ($C_{\text{л}}$) в розчині титруванням

Заповнити бюретку хлоридною кислотою (або розчином нітратної кислоти) відомої концентрації ($C_{\text{к}} = 0,1 \text{ н}$) і довести рівень розчину в бюретці до нуля (за нижнім меніском). У три конічні колби, в кожену окремо, внести мірною піпеткою розчин натрій гідроксиду об'ємом по 10 мл ($V_{\text{л}}$) невідомої концентрації ($C_{\text{л}} = ?$) і додати по 1-2 краплини розчину індикатора метилоранжу. Безперервно перемішуючи розчин у колбі, маленькими порціями доливати кислоту з бюретки (тобто титрувати) до зміни кольору індикатора з жовтого на рожевий. Титрувати три проби одна за одною, порівнюючи зміну забарвлення індикатора в розчині у кожній колбі, щоб досягнути точності і відтворюваності результатів. Зафіксувати і записати у табличку об'єм кислоти ($V_{\text{к}}$), витрачений на титрування лугу, та обчислити середнє значення. Обчислити концентрацію натрій гідроксиду в розчині за формулою:

$$C_{\text{л}} \cdot V_{\text{л}} = C_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}}.$$

Об'єм і концентрація лугу в досліджуваному розчині	Об'єм розчину кислоти, витраченого на титрування		
	$C_{\text{к}} = 0,1 \text{ н}$		
	Проба 1	Проба 2	Проба 3
$V_{\text{л}} = 10 \text{ мл}$	$V_{\text{к}} =$	$V_{\text{к}} =$	$V_{\text{к}} =$
середнє зн. $C_{\text{л}} =$	$C_{\text{л}} =$	$C_{\text{л}} =$	$C_{\text{л}} =$

Дослід 2. Визначення концентрації кислоти ($C_{\text{к}}$) в розчині титруванням

Заповнити бюретку розчином натрій гідроксиду відомої концентрації ($C_{\text{л}} = 0,1 \text{ н}$) і довести рівень розчину в бюретці до нуля. У три конічні колби, в кожену окремо, внести мірною піпеткою хлоридну кислоту (або розчин нітратної кислоти) об'ємом по 10 мл ($V_{\text{к}}$) невідомої

концентрації ($C_k = ?$) і додати по 1-2 краплини розчину індикатора фенолфталеїну. Кислоту титрувати розчином лугу до зміни забарвлення індикатора на малинове, порівнюючи інтенсивність забарвлення розчину в трьох колбах. Зафіксувати і записати у табличку об'єм лугу (V_l), витрачений на титрування кислоти, та обчислити середнє значення. Обчислити концентрацію кислоти у розчині за формулою:

$$C_k \cdot V_k = C_l \cdot V_l.$$

Об'єм і концентрація кислоти в досліджуваному розчині	Об'єм розчину лугу, витраченого на титрування		
	$C_l = 0,1 \text{ н}$		
	Проба 1	Проба 2	Проба 3
$V_k = 10 \text{ мл}$	$V_l =$	$V_l =$	$V_l =$
середнє зн. $C_k =$	$C_k =$	$C_k =$	$C_k =$

Дослід 3. Приготування розчину лугу із заданою масовою часткою 5% NaOH

Для виконання дослідів використати такий хімічний посуд:

- бюкс;
- хімічна склянка об'ємом 100 мл;
- мірні циліндри об'ємом 50 чи 100 мл;
- скляна паличка;
- посудина для зберігання приготовленого розчину лугу.

Для приготування розчину NaOH, масова частка якого становить 5%, необхідно:

- зважити бюкс;
- у бюкс насипати гранули NaOH і зважити на аналітичних вагах, а потім пересипати у склянку;
- обчислити за формулою масу води, необхідної для виготовлення розчину:

$$\omega_m = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{(m_{p-ка} + m_{p.p.})};$$

- відміряти циліндром воду обчисленою масою та налити її у склянку до зваженого натрій гідроксиду;

- обережно перемішувати розчин скляною паличкою до повного розчинення гранул NaOH (у витяжній шафі);
- готовий розчин злити у посудину для зберігання.

Отримані результати записати у таблицю:

Маса натрій гідроксиду, m_{NaOH} , г	Об'єм води, $V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	Маса готового розчину, $m_{\text{р-ну}}$, г

Завдання для самоконтролю

1. Вказати індикатор, необхідний для визначення концентрації лугу титруванням кислотою, та пояснити вибір індикатора, а також дописати формулу для обчислення концентрації лугу ($C_{\text{л}} = \dots$).
2. Вказати індикатор, необхідний для визначення концентрації кислоти титруванням лугом, та пояснити вибір індикатора, а також дописати формулу для обчислення концентрації кислоти ($C_{\text{к}} = \dots$).

Задача. Змішують два розчини, в одному з яких об'ємом 1 л міститься NaOH масою 16 г, а в другому розчині об'ємом 1 л – HCl масою 48 г. Обчислити об'єми розчинів лугу та кислоти, які треба використати для здійснення реакції нейтралізації.

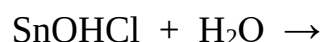
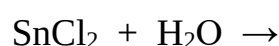
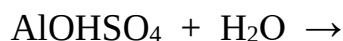
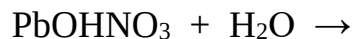
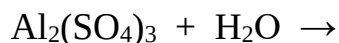
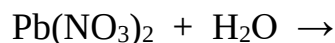
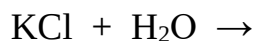
Лабораторна робота 4

ДОСЛІДЖЕННЯ ПРОЦЕСУ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

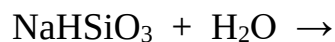
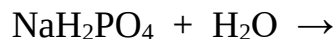
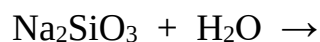
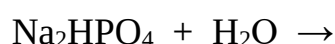
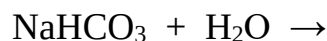
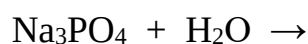
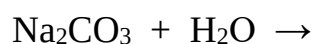
Виявлення гідролізу солей за середовищем їхніх розчинів

Дослід 1

1. У чотири пробірки, в кожную окремо, налити розчини солей: калій хлориду, алюміній сульфату, плюмбум(II) нітрату і станум(II) хлориду об'ємом по 1 мл. До кожного розчину по одній краплині додати розчин індикатора метилоранжу. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій поетапного гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



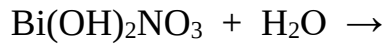
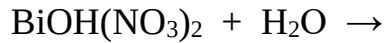
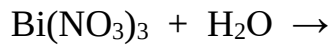
2. У три пробірки, в кожную окремо, налити розчини солей: натрій карбонату, натрій силікату і натрій фосфату об'ємом по 1 мл. До кожного розчину по одній краплині додати розчин індикатора фенолфталеїну. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій поетапного гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



Вплив розведення розчину на процес гідролізу

Дослід 2

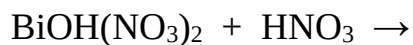
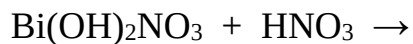
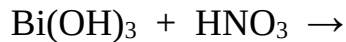
У пробірку налити концентрований розчин бісмут(III) нітрату об'ємом 1 мл і додавати воду, ретельно перемішуючи до утворення осаду. Одержану суміш зберегти для наступного дослідження. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій поетапного гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



Зміщення рівноваги процесу гідролізу

Дослід 3

До суміші розчину з осадом (отриманої у досліді 2) об'ємом 1 мл краплинами додати розведений розчин нітратної кислоти, ретельно перемішуючи до зменшення кількості осаду. Для пришвидшення процесу зміщення рівноваги, тобто утворення розчинної солі, суміш можна нагріти. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



Дослід 4. Повний гідроліз солей

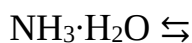
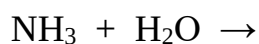
1. У пробірку налити розчин солі ферум(III) хлориду об'ємом 1 мл, дистильовану воду об'ємом 1 мл і додати розчин натрій карбонату об'ємом 1 мл.



2. (Дослід виконувати у витяжній шафі)

У пробірку налити розчин солі амоній хлориду об'ємом 1 мл і додати розчин натрій карбонату об'ємом 1 мл, реакційну суміш нагріти і над отвором потримати смужку фільтрувального паперу, змочену розчином фенолфталеїну.

Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



ТЕРМОХІМІЯ І ТЕРМОДИНАМІКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

План до теми:

1. Основні поняття термодинаміки хімічних процесів: система, параметри стану системи, внутрішня енергія, тепловий ефект.
2. Внутрішня енергія і робота в ізотермічному та ізобарному процесах.
3. Перший закон термодинаміки. Ентальпія.
4. Основи термохімії. Термохімічні рівняння.
5. Стандартні умови та стандартний стан речовини.
6. Стандартна ентальпія утворення, згоряння, розчинення, нейтралізації.
7. Закон Г. Гесса та його наслідки. Розрахунки теплових ефектів хімічних процесів.
8. Ентропія як термодинамічна функція стану і характеристик речовини.
9. Енергія Гіббса. Другий закон термодинаміки.
10. Термодинамічні умови здійснення хімічних процесів.

Основні поняття термодинаміки

Наука *термодинаміка* вивчає:

- енергетичні ефекти хімічних і фізико-хімічних процесів;
- залежність енергетичного ефекту від умов здійснення процесів;
- перетворення енергії з однієї форми на іншу;
- можливість і напрямки здійснення процесів залежно від умов.

У хімічній термодинаміці використовують поняття термодинамічних функцій, якими описують енергетичні ефекти системи – однієї або кількох речовин, обмежених об'ємом (до окремих молекул, атомів або елементарних часток ці функції не застосовують).

Термодинамічною системою називають будь-яке тіло або сукупність тіл, реально або уявно відмежовані від навколишнього середовища, що здатні взаємодіяти і обмінюватися між собою та з іншими тілами енергією та масою.

У природі існують такі типи систем:

- **ізольована** – це система, що не обмінюється масою та енергією з навколишнім середовищем і має сталий об'єм ($V = \text{const}$), наприклад, замкнута реакційна посудина з теплоізоляційними стінками;

- **закрита** – система, яка не обмінюється масою ($m = \text{const}$), а обмінюється лише енергією, наприклад, електрична лампа;

- **відкрита** – реакційна система, яка обмінюється з навколишнім середовищем масою та енергією, тобто з якої безперервно відводяться продукти реакції, підводяться реагенти і надається або відводиться енергія, наприклад, посудина, у якій кипить вода чи розкладається кристалічна сіль.

Основними об'єктами термодинамічних досліджень є ізольовані та закриті системи. Лише такі системи зберігаються самі собою, і з часом досягають стану повної термодинамічної рівноваги – найбільш енергетично вигідний стійкий стан, який самовільно змінити не можуть. Прикладом ізольованої системи є земна куля з навколишньою атмосферою. Всередині ізольованої системи містяться окремі менші системи та середовище навколо них, між якими відбувається обмін енергією або масою. Ідеально ізольовані системи, до яких більшою або меншою мірою наближаються реальні тіла, є науковою абстракцією. Їхньою взаємодією з іншими системами можна знехтувати.

Термодинаміка відкритих систем почала бурхливо розвиватися завдяки дослідженням біологічних систем, до яких належать живі істоти.

Якщо у системі властивості всіх її ділянок однакові, то система є однорідною, або *гомогенною*. Основною ознакою гомогенної системи є відсутність поверхні поділу між частинками.

Система, що складається з різних за властивостями чітко розмежованих частин, тобто має дві або більше фаз, є *гетерогенною*. Фази – це сукупність усіх однорідних частин системи, кожна з яких має свої однакові фізичні та хімічні властивості й відокремлена від інших частин системи поверхнею поділу.

Стан термодинамічної системи характеризується сукупністю **термодинамічних параметрів** – фізичних величин, які не залежать від способу досягнення цього стану і їх можна експериментально виміряти. Основними термодинамічними параметрами є:

- тиск P ;
- температура T ;
- об'єм V ;
- маса m ;
- концентрація C ;
- енергія U – загальний запас енергії, яку має система.

Розрізняють два типи параметрів системи: екстенсивні та інтенсивні.

Екстенсивні параметри стосуються об'єму, маси, концентрації речовини та пропорційні до кількості речовини в системі. **Інтенсивні параметри** не залежать від кількості речовини – це тиск і температура.

Зміна параметрів системи з часом – це **термодинамічний процес**. Якщо параметри з часом не змінюються, то система перебуває у стані рівноваги. Термодинамічні процеси поділяються на:

- **термодинамічно зворотні** процеси, які можна здійснити як у прямому, так і в зворотному напрямках через ті ж самі стадії;
- **незворотні** процеси, які відбуваються лише у прямому напрямку;
- **циклічні** процеси, якщо в системі відбулися зміни, що повернули її у початковий стан.

У **рівноважному** процесі відбувається пряма та зворотна реакції, але якісний і кількісний склад речовин у реакції (реагентів і продуктів) не змінюється самочинно з часом.

Нерівноважні або **самочинні** процеси відбуваються без впливу на систему зовнішніх факторів.

Залежно від того, які параметри залишаються сталими внаслідок зміни стану системи з одного на інший, процеси поділяють на **ізохорні** ($V = \text{const}$), **ізобарні** ($P = \text{const}$), **ізотермічні** ($T = \text{const}$) та **адіабатні** ($Q = \text{const}$). Адіабатний процес відбувається без теплового обміну з навколишнім середовищем.

Особливе значення серед кількісних характеристик системи мають **функції стану системи**, зміна яких визначається лише початковим і кінцевим станом системи та не залежить від стадій здійснення процесу. Такими функціями є *об'єм, внутрішня енергія, ентропія, ентальпія та вільна енергія* системи.

Так, зміна *об'єму* системи не залежить від того, як відбувається процес, а визначається його початковим (V_1) і кінцевим (V_2) значеннями:

$$\Delta V = V_2 - V_1.$$

Якщо відбувається циклічний процес, то кінцевий стан збігається з початковим, і будь-який параметр стану набуває початкове значення, а його зміна перетворюється на нуль.

Внутрішня енергія системи U характеризує повний запас енергії системи і складається із суми кінетичної, потенціальної, поверхневої, магнітної, поступальної, обертальної, коливальної енергій руху молекул, атомів, ядер та електронів у атомах і молекулах, внутрішньоядерної

енергії, енергії міжатомної та міжмолекулярної взаємодії тощо. *Кінетична енергія* – це енергія руху частинок. *Потенціальна енергія* визначається силами тяжіння та відштовхування між частинками. Абсолютне значення внутрішньої енергії виміряти неможливо, визначають лише її зміну:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Зміна внутрішньої енергії системи ΔU під час будь-якого процесу (нагрівання, охолодження, зміни агрегатного стану, хімічних перетворень) не залежить від того, як він відбувається, а залежить лише від початкового та кінцевого станів системи.

Залежно від характеру руху частинок, які беруть участь у передачі енергії, є різні способи передачі енергії. Якщо енергія передається внаслідок хаотичного зіткнення частинок, то формою передачі енергії є **теплота Q** . Якщо ж енергія передається внаслідок упорядкованого руху частинок під дією зовнішньої сили, то виконується **робота A** .

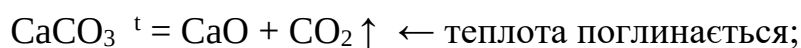
Теплота і робота є *формами передачі енергії*, тому стосуються лише процесу, на відміну від внутрішньої енергії, яка є функцією стану.

Теплота Q – це форма передавання енергії внаслідок теплообміну.

Кожна речовина має певний запас внутрішньої енергії. Внаслідок перетворення речовин їхня внутрішня енергія змінюється, і хімічна реакція супроводжується виділенням або поглинанням теплоти. Наприклад, горіння вугілля, природного газу чи взаємодія кислот з лугами супроводжуються виділенням великої кількості теплоти:



А для розкладання кальцій карбонату, утворення нітроген(II) оксиду системі необхідно надати енергію – ці реакції відбуваються з поглинанням теплоти:



Хімічні реакції, в результаті яких теплота виділяється ($Q > 0$), називаються **екзотермічними**.

Хімічні реакції, в результаті яких теплота поглинається ($Q < 0$), називаються **ендотермічними**.

Робота A – це енергія, що передається одним тілом іншому під час їх взаємодії та не залежить від температури цих тіл і не пов'язана з передаванням теплоти.

Додатною вважається робота ($A > 0$), що виконується системою проти дії зовнішніх сил, а від'ємною ($A < 0$) – робота, яку виконують зовнішні сили щодо системи. Робота вимірюється у кілоджоулях (кДж).

У більшості хімічних процесів, які відбуваються за ізобарних умов ($P = \text{const}$), єдиним видом роботи є робота розширення, яку визначають як добуток тиску і зміни об'єму:

$$A = P \cdot \Delta V.$$

Робота і кількість теплоти не містяться в тілі, а характеризують зміни його внутрішньої енергії U .

Основні закони термодинаміки. Термодинамічні розрахунки

Перший закон термодинаміки є емпіричним, абсолютно точним законом природи і має кілька формулювань, пов'язаних між собою:

- енергія ізольованої системи стала;
- різні форми енергії перетворюються одна на іншу в еквівалентних відношеннях;

- неможливо створити «вічний двигун першого роду», тобто машину, що виконує роботу без затрати енергії;

- **теплота Q , одержана із зовнішнього середовища, перетворюється на роботу A , виконану системою, і сприяє збільшенню внутрішньої енергії системи ΔU :**

$$Q = A + \Delta U.$$

Рівняння є математичним виразом I-го закону термодинаміки і дозволяє визначити будь-яке перетворення енергії. Цей закон є наслідком закону збереження енергії, який стверджує, що енергія не виникає з нічого і не зникає безслідно. У загальному вигляді його сформулював ще М.В. Ломоносов, а експериментально підтвердили Л. Мейєр, Д. Джоуль, Г. Гельмгольц та інші.

Перший закон термодинаміки встановлює зв'язок між теплотою Q , роботою A та зміною загального запасу енергії системи:

$$\Delta U = Q - A \quad \text{або} \quad \Delta U = Q - P \cdot \Delta V.$$

У будь-якому процесі збільшення внутрішньої енергії системи ΔU визначається як різниця між кількістю теплоти Q , наданої цій системі, та кількістю роботи A , яку виконала система завдяки отриманій теплоті.

За допомогою I-го закону термодинаміки можна робити важливі висновки про характер процесів, під час яких один з термодинамічних параметрів залишається незмінним (ізопроееси).

Якщо термодинамічною системою є газ, можуть відбуватися:

- **ізохорний процес** ($V = \text{const}$) – робота не виконується $A = 0$, і зміна внутрішньої енергії дорівнюватиме кількості теплоти:

$$\Delta U = Q;$$

- **ізотермічний процес** ($T = \text{const}$) – внутрішня енергія системи не змінюється, а передана газу кількість теплоти витрачається на виконання роботи над зовнішніми тілами:

$$Q = A;$$

- **ізобарний процес** ($P = \text{const}$) – кількість теплоти Q витрачається на зміну внутрішньої енергії системи та на виконання роботи над зовнішніми тілами:

$$Q = \Delta U + A;$$

- **адіабатний процес** – процес, що відбувається в теплоізолюваній системі (немає обміну енергією із зовнішніми тілами), $Q = 0$ і змінити внутрішню енергію системи можна лише виконавши над нею роботу:

$$\Delta U = A.$$

Теплові ефекти реакцій. Закон Гесса і наслідки з нього

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається внаслідок хімічної реакції, називається **тепловим ефектом хімічної реакції**.

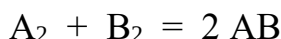
Розділ хімії, в якому вивчають теплові ефекти хімічних реакцій, називається **термохімією**.

Тепловий ефект реакції позначають літерою Q і виражають у кілоджоулях (кДж) або кілокалоріях (ккал): $1 \text{ ккал} = 4,187 \text{ кДж}$.

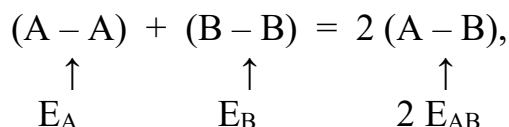
У екзотермічних реакціях $Q > 0$, а в ендотермічних реакціях $Q < 0$.

Під час будь-якої хімічної реакції руйнуються хімічні зв'язки у молекулах реагентів і утворюються нові хімічні зв'язки у молекулах продуктів реакції. Руйнування хімічних зв'язків супроводжується поглинанням певної кількості енергії, а утворення хімічних зв'язків –

виділенням енергії. Залежно від величини цих енергій, внаслідок реакції енергія або виділяється, або поглинається. Наприклад, у реакції:



руйнуються хімічні зв'язки в молекулах речовини A_2 та речовини B_2 і утворюються нові зв'язки в молекулах речовини AB :



де E_A – енергія, що поглинається для руйнування хімічного зв'язку в молекулі речовини A_2 ; E_B – енергія, що поглинається для руйнування хімічного зв'язку в молекулі речовини B_2 ; E_{AB} – енергія, що виділяється внаслідок утворення хімічного зв'язку в молекулі речовини AB .

Якщо $2 \cdot E_{AB} > (E_A + E_B)$, то в результаті хімічної реакції енергія виділяється. Запас енергії реагентів більший, ніж енергія утвореного продукту реакції. Надмірна кількість внутрішньої енергії вивільняється у процесі реакції і виділяється у вигляді теплоти (рис. 12, а).

Якщо $2 \cdot E_{AB} < (E_A + E_B)$, то в результаті хімічної реакції енергія поглинається. Це свідчить, що запас енергії реагентів менший, ніж енергія утвореного продукту реакції. Тому для утворення нової речовини необхідно надати енергію у вигляді теплоти (рис. 12, б).

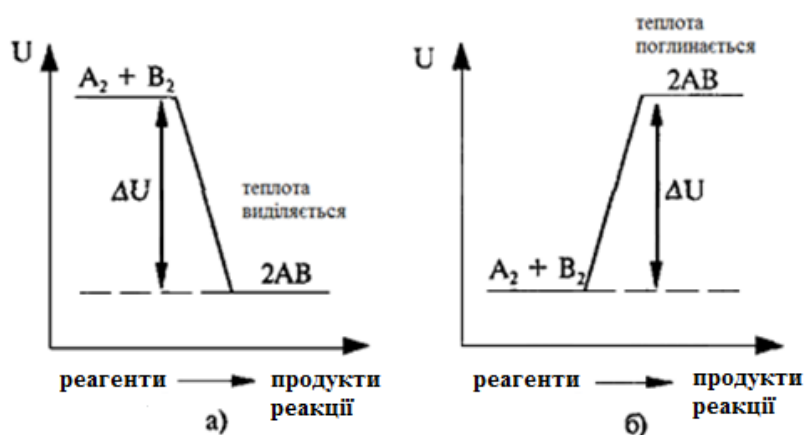


Рис. 12. Зміна внутрішньої енергії речовин у процесі:
а) екзотермічної реакції; б) ендотермічної реакції.

Отже, тепловий ефект реакції можна описати як зміну запасу енергії реагентів і продуктів реакції, або як зміну їхнього тепловмісту – тобто *ентальній* реагентів і продуктів реакції.

Ентальпія H – це функція стану, що за умови сталого тиску характеризує внутрішню енергію системи та її здатність виконувати роботу.

Зміна ентальпії хімічної реакції дорівнює різниці між сумою ентальпій утворення продуктів реакції та сумою ентальпій утворення реагентів:

$$\Delta H_{\text{р-ції}} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{початк. реч.}}$$

Так, у реакції $A_2 + B_2 = 2AB$

$$\Delta H_{\text{р-ції}} = 2 \Delta H_{AB} - (\Delta H_{A_2} + \Delta H_{B_2}),$$

де ΔH_{AB} – ентальпія утворення 1 моль речовини AB ; ΔH_{A_2} – ентальпія утворення 1 моль речовини A_2 ; ΔH_{B_2} – ентальпія утворення 1 моль речовини B_2 .

Позаяк сума ентальпій утворення продуктів реакції менша, ніж сума ентальпій утворення реагентів, то для екзотермічних реакцій $\Delta H < 0$, а для ендотермічних реакцій, відповідно, $\Delta H > 0$.

Враховуючи, що в термохімії тепловий ефект Q для екзотермічних реакцій вважається додатнім, а для ендотермічних реакцій – від’ємним, ентальпія матиме значення:

$$-Q = \Delta H \quad \text{або ж} \quad Q = -\Delta H.$$

Очевидно, що для екзотермічних реакцій $Q > 0$, а $\Delta H < 0$, і для ендотермічних реакцій $Q < 0$, а $\Delta H > 0$.

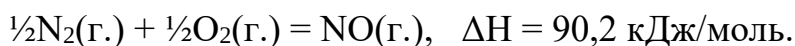
Отже, ΔH як і Q , називається тепловим ефектом реакції і вимірюється у таких самих одиницях (кДж або ккал).

Теплові ефекти реакцій ΔH залежать від умов реакцій. Зазвичай теплові ефекти вимірюють за тиску 101,325 кПа (1 атм.) і температури 298 К (25°C). Ці **умови** називають **стандартними**. Теплові ефекти, виміряні за стандартних умов, називають **стандартними тепловими ефектами** і позначають символом ΔH_{298} .

Оскільки тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин, введено ще поняття «стандартного стану» речовин. У **стандартному стані** речовини перебувають за тиску 101,325 кПа (1 атм.) і будь-якої сталої температури (наприклад, у металургійному процесі за температури 1000 К). Тож, визначені стандартні значення ентальпії та інших термодинамічних параметрів системи, що перебуває у **стандартному стані** за температури 1000 К, позначають відповідними символами, зокрема ΔH_{1000} .

Рівняння хімічних реакцій, у яких зазначається величина теплового ефекту, називаються *термохімічними*. Величину теплового ефекту Q або ΔH вказують у правій частині рівняння зі знаком, що відповідає екзотермічному чи ендотермічному ефекту реакції. Зважаючи на те, що тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин, у термохімічних рівняннях обов'язково треба вказувати агрегатний стан як реагентів, так і продуктів реакції: р. – рідкий, г. – газуватий і тв. (кр.) – твердий, кристалічний.

Коефіцієнти перед формулами сполук у термохімічних рівняннях показують число моль відповідних речовин. Здебільшого тепловий ефект реакції обчислюють для 1 моль продукту реакції, тому в термохімічних рівняннях можна застосовувати дробові коефіцієнти:

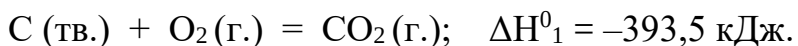


А.Л. Лавуазьє і П.С. Лаплас сформулювали та довели перший закон термохімії: ***теплота розкладання хімічної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак***. Згідно з цим законом, чим більше теплоти виділяється внаслідок утворення тієї чи іншої сполуки, тим більше теплоти слід затратити на її розкладання.

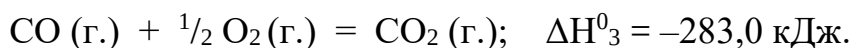
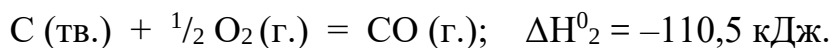
Тому речовини, у процесі утворення яких виділяється велика кількість теплоти, є дуже стійкими (утворені міцними зв'язками).

У 1840 р. Г.І. Гесс сформулював другий закон термохімії: ***тепловий ефект хімічної реакції залежить лише від природи й початкового та кінцевого стану речовин – реагентів і продуктів реакції, і не залежить від проміжних стадій процесу їх перетворення***.

Цей закон є окремим випадком закону збереження енергії. Наприклад, вуглекислий газ – карбон(IV) оксид можна одержувати безпосередньо з простих речовин. Термохімічне рівняння цієї реакції:



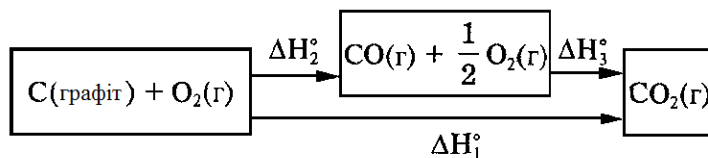
Інший спосіб утворення CO_2 з тих самих простих речовин полягає в утворенні карбон(II) оксиду та подальшому його окисненні до CO_2 :



Згідно з наведеними термохімічними рівняннями

$$\Delta H^0_1 = \Delta H^0_2 + \Delta H^0_3 = -393,5 \text{ кДж.}$$

Отже, тепловий ефект не залежить від способу (стадій) перетворення реагентів на продукти реакції.



Важливо зазначити, що закон Гесса справедливий за таких умов:

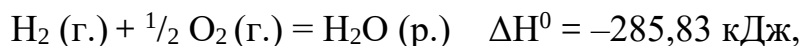
- процес відбувається за сталого об'єму або за сталого тиску;
- єдиною роботою, яку виконує система, є робота розширення або стиснення.

Теплові ефекти різних реакцій можна обчислити, використовуючи два важливі наслідки із закону Г.І. Гесса.

Перший наслідок закону Г.І. Гесса: **тепловий ефект будь-якої хімічної реакції можна визначити за теплотами утворення речовин, які беруть участь у ній.**

Теплота (ентальпія) утворення речовини $\Delta H^0_{\text{утв.}}$ – це тепловий ефект реакції утворення 1 моль речовини з простих речовин, стійких за стандартних умов. А теплоти (ентальпії) утворення простих речовин, стійких за стандартних умов, дорівнюють нулю.

Наприклад, тепловий ефект реакції

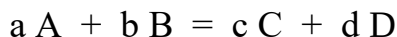


є теплотою утворення або стандартною ентальпією утворення рідкої води. Оскільки теплоти утворення H_2 та O_2 дорівнюють нулю, то у рівнянні записують лише теплоту утворення рідкої води $-285,83 \text{ кДж}$.

Теплоти (ентальпії) утворення різних речовин за стандартних умов наведено в таблиці у додатку 3.

Згідно з першим наслідком закону Г.І. Гесса: **тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції і сумою теплот утворення реагентів, з врахуванням коефіцієнтів у рівнянні реакції.**

Так, у реакції



тепловий ефект реакції ΔH^0 дорівнює:

$$\Delta H^0 = (c \Delta H^0_{\text{утв. C}} + d \Delta H^0_{\text{утв. D}}) - (a \Delta H^0_{\text{утв. A}} + b \Delta H^0_{\text{утв. B}}).$$

Другий наслідок із закону Г.І. Гесса: *теплові ефекти багатьох хімічних реакцій можна визначити також за теплотами згоряння речовин, які беруть у них участь.*

Теплотою (ентальпією) згоряння $\Delta H^0_{\text{згор.}}$ речовини, що містить С, Н, N, О, називають тепловий ефект реакції згоряння 1 моль цієї речовини в достатній кількості кисню з утворенням $\text{H}_2\text{O}(\text{р.})$ і газів CO_2 та N_2 .

Отже, другий наслідок закону Г.І. Гесса має важливе значення для обчислення теплових ефектів реакцій переважно в органічній хімії.

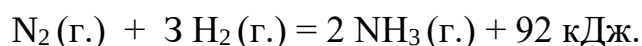
Теплоти згоряння непальних (негорючих) речовин (H_2O , CO_2 та інших) дорівнюють нулю.

Згідно з другим наслідком закону Г.І. Гесса: *тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот згоряння реагентів і сумою теплот згоряння продуктів реакції, з врахуванням коефіцієнтів у рівнянні реакції.*

Приклад № 1

Внаслідок взаємодії азоту (N_2) кількістю речовини 1 моль з воднем (H_2) кількістю речовини 3 моль утворюється амоніак (NH_3) кількістю речовини 2 моль і виділяється 92 кДж теплоти. Скласти термохімічне рівняння цієї хімічної реакції (усі речовини в реакції, – гази).

Розв'язок: Записуємо рівняння реакції утворення амоніаку:



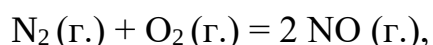
У цьому рівнянні записана величина теплового ефекту Q. Позаяк $Q = -\Delta H$, то термохімічне рівняння цієї реакції записуємо так:



Відповідь: реакція екзотермічна.

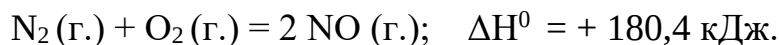
Приклад № 2

Під час реакції, що відбувається за рівнянням:



поглинається 180,4 кДж теплоти. Як записати термохімічне рівняння утворення NO кількістю речовини 1 моль?

Розв'язок: Термохімічне рівняння ендотермічної реакції утворення нітроген(II) оксиду з азоту і кисню має вигляд:



За термохімічним рівнянням внаслідок взаємодії азоту кількістю речовини 1 моль і кисню кількістю речовини 1 моль утворюється нітроген(II) оксид кількістю речовини 2 моль та поглинається 180 кДж теплоти. Термохімічне рівняння реакції утворення нітроген(II) оксиду кількістю речовини 1 моль з азоту і кисню записуємо так:



Приклад № 3

Обчислити тепловий ефект реакції розкладу CaCO_3 кількістю речовини 1 моль, якщо у процесі утворення CaCO_3 масою 10 г виділилося 16 кДж теплоти.

Розв'язок: Обчислюємо за пропорцією кількість теплоти, яка виділяється у процесі утворення CaCO_3 кількістю речовини 1 моль ($M(\text{CaCO}_3) - 100 \text{ г/моль}$):

якщо внаслідок утворення CaCO_3 масою 10 г виділилося 16 кДж теплоти,

то під час утворення CaCO_3 масою 100 г виділилося x кДж теплоти:

$$x = \frac{16(\text{кДж}) \cdot 100(\text{г})}{10(\text{г})} = 160 \text{ кДж.}$$

Термохімічне рівняння реакції утворення CaCO_3 кількістю речовини 1 моль має вигляд:



Тож, термохімічне рівняння реакції розкладу CaCO_3 кількістю речовини, відповідно:



Відповідь: У процесі розкладання CaCO_3 кількістю речовини 1 моль поглинається 160 кДж теплоти.

Приклад № 4

За термохімічним рівнянням



обчислити, скільки теплоти виділяється під час утворення амоніаку об'ємом 2 л (за н. у).

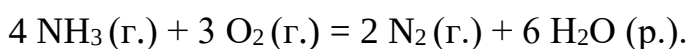
Розв'язок: За даними термохімічного рівняння згідно з пропорцією:
внаслідок утворення NH_3 об'ємом 2,4 л виділяється 46 кДж теплоти,
внаслідок утворення NH_3 об'ємом 2 л NH_3 виділяється x кДж теплоти.

$$x = \frac{46(\text{кДж}) \cdot 2(\text{л})}{22,4(\text{л})} = 4,1 \text{ кДж}.$$

Відповідь: Внаслідок утворення NH_3 об'ємом 2 л виділилося 4,1 кДж теплоти.

Приклад № 5

Обчислити тепловий ефект реакції:



Розв'язок: На підставі 1-го наслідку закону Г.І. Гесса записуємо, чому дорівнює тепловий ефект цієї реакції:

$$\Delta H^0 = (2 \Delta H^0_{\text{утв. N}_2} + 6 \Delta H^0_{\text{утв. H}_2\text{O}}) - (4 \Delta H^0_{\text{утв. NH}_3} + 3 \Delta H^0_{\text{утв. O}_2}).$$

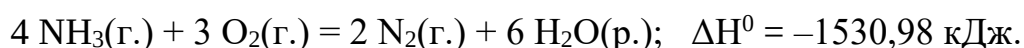
Теплоти утворення простих речовин O_2 і N_2 дорівнюють нулю, а з таблиці у додатку 3 записуємо теплоти утворення $\text{NH}_3(\text{г.})$ і $\text{H}_2\text{O}(\text{р.})$:

$$\Delta H^0_{\text{утв. NH}_3} = -46 \text{ кДж/моль}, \quad \Delta H^0_{\text{утв. H}_2\text{O}} = -285,83 \text{ кДж/моль}.$$

Підставляємо ці значення у записане рівняння:

$$\Delta H^0 = 6 (-285,83) - 4 (-46) = -1530,98 \text{ кДж}.$$

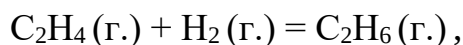
Отже, термохімічне рівняння цієї реакції:



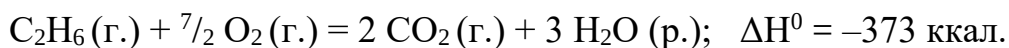
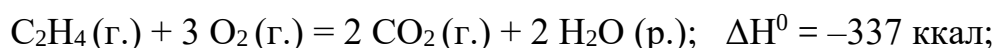
Відповідь: Внаслідок окиснення NH_3 виділяється 1530,98 кДж теплоти.

Приклад № 6

Обчислити тепловий ефект реакції :

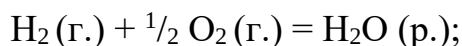


враховуючи такі термохімічні рівняння:



Розв'язок: Теплові ефекти наведених реакцій є теплотами згоряння C_2H_4 і C_2H_6 , відповідно.

Теплотою згоряння водню є теплота утворення води (див. додаток 3):

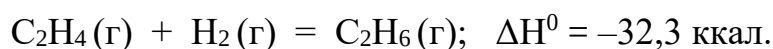


$$\Delta H^0 = -285,83 \text{ кДж/моль} \quad \text{або} \quad -68,3 \text{ ккал.}$$

За другим наслідком із закону Г.І. Гесса тепловий ефект цієї реакції ΔH^0_x дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_x &= (\Delta H^0_{\text{згор. C}_2\text{H}_4} + \Delta H^0_{\text{згор. H}_2}) - \Delta H^0_{\text{згор. C}_2\text{H}_6} = \\ &= (-337) + (-68,3) - (-373) = -32,3 \text{ ккал.} \end{aligned}$$

Отже, термохімічне рівняння реакції:



Відповідь: Внаслідок утворення C_2H_6 виділяється 32,3 кДж теплоти.

У природі всі процеси відбуваються згідно з першим законом термодинаміки, однак не всі процеси реально можливі. За допомогою першого закону термодинаміки можна кількісно охарактеризувати процеси перетворення енергії та скласти енергетичний баланс будь-якого процесу, проте не дає ніяких пояснень щодо можливості здійснення процесу.

А другий закон термодинаміки характеризує якісний бік процесів, тобто як система змінює стан з більш упорядкованого на менш упорядкований. Зворотна зміна стану системи, тобто наупорядкований стан, менш імовірний. Отже, для оцінки можливості здійснення процесу має значення фактор імовірності.

Відомо, що у замкнених системах неупорядкованість встановлюється самочинно, а для впорядкування системи необхідно виконати роботу. Такі процеси характеризуються ще й зменшенням енергії системи, яка може бути перетворена на корисну роботу. Тобто, у самочинних процесах система прагне до зміни на стан з найменшим запасом енергії, тобто найбільш стійкий стан.

Існує кілька формулювань другого закону термодинаміки.

- теплота не може самочинно передаватися від менш нагрітих тіл до більш нагрітих (Р. Клазійус, 1850 р.);

- теплоту будь-якого тіла неможливо перетворити на роботу, не виконуючи ніякої іншої дії, крім охолодження цього тіла (В. Томсон, барон Кельвін, 1851 р.);

- неможливо створити вічний двигун другого роду, який міг би працювати з одним джерелом теплоти (В. Освальд);

- в ізолюваних системах процеси, які відбуваються самочинно, можуть бути спрямовані лише від вищого рівня енергії до нижчого.

Із цим законом пов'язане запропоноване Р. Клаузіусом поняття ентропії S – функції для кількісної оцінки існування макростану системи, відносна ймовірність існування якого залежить від числа мікростанів, внаслідок яких він може відбуватися. Але характеризувати стан системи зручніше не самою імовірністю існування макростану, а величиною, пропорційною до його логарифму.

Ентропія – характеристична функція стану системи, а саме термодинамічна ймовірність ω різних мікростанів системи, що відповідають цій функції. Ентропія S пов'язана з ω відношенням (формула Больцмана):

$$S = \frac{R}{N_A} \cdot \ln \omega, \quad \frac{R}{N_A} = k,$$

де S – ентропія; R – універсальна газова стала; N_A – число Авогадро; k – стала Больцмана.

Ентропія замкненої теплоізолюваної системи не зменшується, вона може або зростати, або залишатися сталою. Для зворотних процесів ентропія замкненої системи не змінюється. Всі самовільні процеси, що відбуваються в замкнених системах відбуваються зі збільшенням ентропії. Зважаючи на те, що система намагається досягнути максимально неупорядкований стан, то ентропію можна розглядати як кількісну міру неупорядкованості.

Так, ентропія збільшується зі зміною агрегатного стану речовини з кристалічного на рідкий. Наприклад, вода у твердому стані має кристалічну будову, яка характеризується чіткою впорядкованістю частинок. Під час перетворення льоду на воду відстань між частинками збільшується, але сили взаємодії між молекулами ще достатні, щоб чинити опір неупорядкованому руху молекул, тому спостерігається «ближній» порядок, а вода, зберігаючи об'єм, лише втрачає форму. Внаслідок нагрівання вода перетворюється на пару, міжмолекулярна взаємодія стає дуже слабкою, і вже не здатні утримуватися разом молекули хаотично переміщуються в просторі – відбувається безмежне розширення газу. Тож, з підвищенням температури ентропія теж

збільшується, адже частинки рухаються інтенсивніше, і кількість варіантів зміни їх розташування збільшується. Тож, чим більша ентропія, тим більша неупорядкованість у системі.

Змінюється ентропія і під час хімічних реакцій: S збільшується, якщо реакція відбувається зі збільшенням числа молекул газів, і, відповідно, S зменшується, якщо внаслідок реакції утворюється менше число молекул газів.

Отже, в ізольованих системах, для яких $V = \text{const}$ і $U = \text{const}$, напрям самочинних процесів визначають зміною ентропії.

Другий закон термодинаміки: в ізольованій системі самочинно відбуваються лише такі процеси, які приводять до збільшення неупорядкованості системи, тобто до збільшення ентропії.

Згідно з другим законом термодинаміки перехід системи у стан рівноваги відбувається самочинно, й ентропія системи залишається сталою у випадку зворотних процесів або збільшується якщо процеси незворотні.

Імовірність мікростанів системи може бути як безмежно великим числом, так і малим. Наприклад, якщо можна було б охолодити кристал до температури абсолютного нуля, то це відповідало б єдиному можливому стану системи, ймовірність $\omega = 1$, а згідно з постулатом Планка правильний кристал індивідуальної речовини за температури $T = 0 \text{ K}$ має $S = 0$.

Розглядаючи максимально можливі теплоту і роботу хімічних реакцій за температури близько абсолютного нуля, В. Нернст виявив, що в конденсованих системах за $T > 0$ похідні теплоти і роботи від температури стають однаковими за значенням і також прагнуть до нуля. Згідно з результатами досліджень була сформульована теорема Нернста: *за температури близько абсолютного нуля значення теплоємностей всіх речовин є рівними нулю, а ентропії S усіх речовин, що перебувають у рівноважному стані, стають незмінними та однаковими за значенням.*

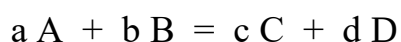
Проте, ані відведенням тепла (тобто охолодженням тіла), ані виконанням якоїсь роботи знизити температуру тіла до абсолютного нуля неможливо. Цей висновок сформульовано як дуже важливий ***принцип про неможливість досягнення абсолютного нуля.***

Третій закон термодинаміки: ентропія усіх чистих (у кристалічному стані) речовин за температури абсолютного нуля дорівнює нулю.

Враховуючи третій закон термодинаміки, можна обчислити значення ентропії за будь-якої температури, проте у процесах перетворення речовин важливо знати не абсолютне значення ентропії, а її зміну ΔS , що характеризує можливість здійснення процесу. Додатне значення ΔS свідчить, що процес у системі відбувається самочинно, а від'ємне ΔS – що процес може відбуватися лише з витратою певної кількості енергії. Зміну ентропії у хімічних процесах обчислюють як різницю між ентропіями кінцевого та початкового станів системи.

Ентропію S у Дж/(моль·К), як і ентальпію, відносять до кількості речовини та до конкретних умов, щоб можна було порівнювати їх значення. Для обчислення зміни ентропії ΔS у системі, в якій відбувається хімічна реакція, як і для обчислення теплових ефектів реакції, застосовують закон Гесса та його наслідки. Тобто від суми ентропій утворення продуктів реакції віднімають суму ентропій утворення реагентів, з врахуванням коефіцієнтів рівнянь реакції.

Так, у реакції



зміна ентропії ΔS дорівнює:

$$\Delta S^0 = (c S^0_{\text{утв. C}} + d S^0_{\text{утв. D}}) - (a S^0_{\text{утв. A}} + b S^0_{\text{утв. B}}).$$

Зазвичай використовують значення ентропії, визначене за стандартних умов, яке називають стандартною ентропією утворення та позначають символом S^0_{298} (таблиця у додатку К). Однак слід враховувати, що, на відміну від ΔH^0_{298} утворення простих речовин, ентропія утворення простих речовин $S \neq 0$.

Введення значень ентропії утворення за стандартних умов дає змогу встановити такі закономірності зміни ентропії:

- ускладнення будови молекул зумовлює збільшення ентропії, наприклад:

$$S^0_{298}(\text{O}) = 161; S^0_{298}(\text{O}_2) = 205; S^0_{298}(\text{O}_3) = 239 \text{ (Дж/(моль·К))}$$

- у межах однієї підгрупи у таблиці Періодичної системи хімічних елементів ентропія відповідних їм простих речовин збільшується;

- ентропія простих і складних речовин хімічних елементів є властивістю, яка змінюється періодично.

Отже, на хімічний процес впливають два фактори – ентальпійний та ентропійний. Оскільки ΔH вимірюється у Дж/моль, а ΔS – в Дж/(моль·К),

то для кількісного порівняння їх необхідно виразити в однакових одиницях вимірювання (тобто ΔS треба домножити на T). У стані рівноваги, якщо ці фактори компенсують один одного, справедлива рівність:

$$\Delta H = T \cdot \Delta S.$$

Тож, ентальпійний і ентропійний фактори мають протилежний характер. Отже, самочинному здійсненню процесу сприяє зменшення ентальпії системи, тобто від'ємне значення ΔH , а також збільшення ентропії, або додатне значення ΔS .

Оскільки практично для визначення напрямку хімічних процесів користуватися двома факторами, які діють у протилежних напрямках, незручно, то *потенціалом, який може зрушити хімічний процес* зі стану рівноваги є функція стану системи – вільна енергія. Позаяк процеси відбуваються за сталих температури і тиску, то вільна енергія – це *ізобарно-ізотермічний потенціал*, який названо **енергією Гіббса ΔG** .

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

Абсолютне значення енергії Гіббса, як і ентальпії, визначити неможливо, проте можна визначити зміну енергії Гіббса ΔG у процесі хімічних перетворень. Зміна енергії Гіббса дорівнює максимальній корисній роботі, яку система виконує в цьому процесі.

$$-\Delta G = A_{\max}.$$

Характер зміни енергії Гіббса ΔG визначає можливість або неможливість самочинного здійснення хімічного процесу. Хімічна реакція можлива за умови від'ємного значення ΔG , тобто $\Delta G < 0$. Це означає, що хімічна взаємодія можлива і відбувається самочинно, якщо енергія Гіббса у процесі зменшується. Якщо ж величина вільної енергії процесу $\Delta G > 0$, то здійснення реакції термодинамічно неможливе. А якщо $\Delta G = 0$, система перебуває у стані хімічної рівноваги.

За низьких температур числові значення добутку $T \cdot \Delta S$ дуже малі, тож

$$|\Delta H| \gg |T \cdot \Delta S|, \quad \text{і} \quad \Delta G \approx \Delta H.$$

У таких випадках імовірність реакції визначається знаком і величиною ΔH , тобто самочинно можуть відбуватися екзотермічні реакції ($\Delta H < 0$), а ендотермічні ($\Delta H > 0$) – вимушено.

Зі значним підвищенням температури $T > 10^3 \text{ K}$ ентропійний фактор зростає, тому прагнення до руйнування хімічних зв'язків переважає над можливістю їх утворення

$$|\Delta H| \ll |T \cdot \Delta S|, \text{ і } \Delta G \approx -T \cdot \Delta S,$$

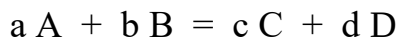
тобто взаємодія залежить від знаку зміни ентропії.

За середніх температур знак і величина вільної енергії утворення ΔG речовин залежить одночасно як від ентальпійного, так і від ентропійного факторів.

Для визначення зміни ΔG , як і для зміни ΔH , роботу утворення молекул простих речовин приймають за нуль, тож і $\Delta G = 0$. Корисну роботу утворення інших речовин обчислюють за стандартних умов, вважаючи концентрації усіх компонентів реакції рівними 1 моль/дм^3 . Таке значення енергії Гіббса називають *стандартною енергією Гіббса* ΔG^0_{298} (таблиця у додатку Л).

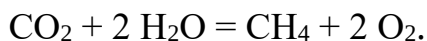
Зміна енергії Гіббса, як і зміна ентальпії та ентропії системи, не залежить від стадій процесу, тому й визначається за наслідком закону Гесса як різниця суми значень вільної енергії утворення продуктів реакції та суми значень вільної енергії утворення реагентів, з врахуванням коефіцієнтів рівняння реакції.

Так, зміну енергії Гіббса ΔG у реакції можна обчислити:



$$\Delta G^0 = (c \Delta G^0_{\text{утв. C}} + d \Delta G^0_{\text{утв. D}}) - (a \Delta G^0_{\text{утв. A}} + b \Delta G^0_{\text{утв. B}}).$$

Наприклад, виконавши термодинамічні обчислення (використавши таблиці у додатках З, К, Л, М) можна довести, чи можлива взаємодія CO_2 з водою за 25°C ($T = 298 \text{ K}$) з утворенням метану за схемою:



$$\begin{aligned} \Delta S &= S_{\text{CH}_4} + 2 S_{\text{O}_2} - S_{\text{CO}_2} - 2 S_{\text{H}_2\text{O}} = 44,4 + 98 - 51,1 - 33,6 = \\ &= +57,7 \text{ кал/}(\text{моль} \cdot \text{K}) = +0,058 \text{ ккал/}(\text{моль} \cdot \text{K}). \end{aligned}$$

$$\Delta H = \Delta H_{\text{CH}_4} - \Delta H_{\text{CO}_2} - 2 \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = +212,7 \text{ ккал.}$$

$$\Delta G = 212,7 - 298 \cdot 0,058 = 212,7 - 16,7 = +196,0 \text{ ккал.}$$

Оскільки ΔG має велике додатне значення, то утворення метану з води та вуглекислого газу за температури 25°C є термодинамічно не вигідним, тобто взаємодія речовин не відбувається.

Розрахункові задачі

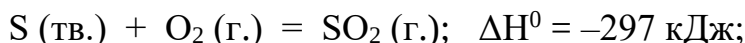
1. Напишіть термохімічні рівняння утворення $\text{H}_2\text{O} (\text{р.})$ і $\text{H}_2\text{O} (\text{г.})$ з простих речовин, якщо:

а) внаслідок утворення $\text{H}_2\text{O} (\text{р.})$ кількістю речовини 1 моль виділяється теплота кількістю 286 кДж;

б) внаслідок утворення $\text{H}_2\text{O} (\text{г.})$ масою 9 г виділяється теплота кількістю 121 кДж.

Зверніть увагу, що у процесах утворення води в різних агрегатних станах – $\text{H}_2\text{O} (\text{г.})$ і $\text{H}_2\text{O} (\text{р.})$ – виділяється різна кількість теплоти.

2. Обчислити за термохімічним рівнянням:

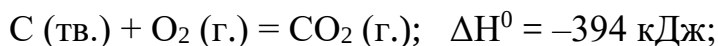


а) кількість теплоти, що виділиться внаслідок згоряння сірки масою 640 г;

б) об'єм (за н. у.) кисню, використаного для реакції, якщо внаслідок згоряння виділилася теплота кількістю 59,4 кДж;

в) масу спаленої сірки, якщо внаслідок реакції виділилася теплота кількістю 594 кДж.

3. Обчислити за термохімічним рівнянням:



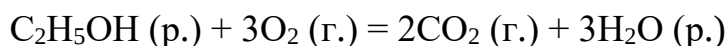
а) об'єм використаного кисню (за н. у.), якщо внаслідок реакції виділилася теплота кількістю 240 кДж;

б) кількість теплоти, що виділиться внаслідок згоряння вугілля (С) масою 1 кг;

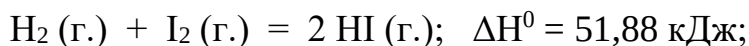
в) об'єм утвореного карбон(IV) оксиду (за н.у.), якщо внаслідок реакції виділилася теплота кількістю 788 кДж?

4. Внаслідок розчинення у воді солі KCl масою 1 г було поглинуто теплоту кількістю 0,23 кДж. Обчислити ентальпію розчинення солі.

5. За стандартними ентальпіями згоряння речовин, що реагують (додаток М), обчислити тепловий ефект реакції горіння етанолу:

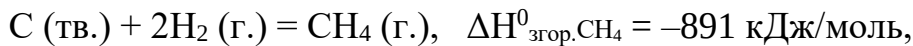


6. Термохімічне рівняння реакції утворення гідроген йодиду:



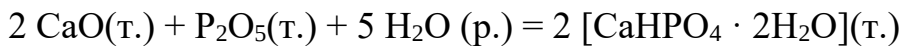
Обчислити: а) кількість теплоти, що поглинеться внаслідок взаємодії йоду масою 60 г з воднем; б) теплоту утворення гідроген йодиду.

7. Обчислити тепловий ефект реакції



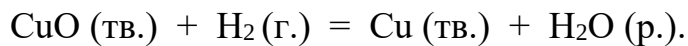
якщо відомо, що теплоти згорання вуглецю і водню дорівнюють теплотам утворення $\text{CO}_2(\text{г.})$ і $\text{H}_2\text{O}(\text{р.})$, відповідно. Порівняйте розрахований тепловий ефект з табличним значенням теплоти утворення метану CH_4 .

8. Обчислити тепловий ефект реакції

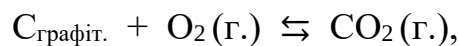


за стандартних умов. Теплота утворення дигідрату кальцій гідрофосфату дорівнює $-2397,4$ кДж/моль.

9. Записати загальні вирази визначення ΔH^0 , ΔG^0 та ΔS^0 реакції:



10. За допомогою значень ΔH_f^0 та S^0 обчислити ΔG^0 реакції:



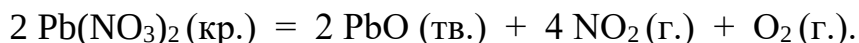
якщо $\Delta H^0 = -393,5$ кДж;

$$S^0_{\text{C(графіт)}} = 5,74 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K};$$

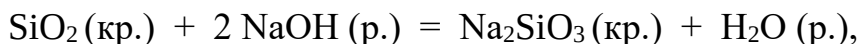
$$S^0_{\text{O}_2 (\text{г.})} = 205,04 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K};$$

$$S^0_{\text{CO}_2 (\text{г.})} = 213,68 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}.$$

11. Записати загальні вирази ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} та ΔS^0_{298} реакції:



12. Визначити за величиною зміни енергії Гіббса, у якому напрямку відбуватиметься хімічна реакція:



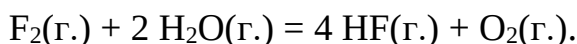
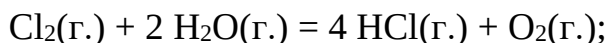
якщо $\Delta G^0_{298}(\text{SiO}_2) = -803,75$ кДж/моль;

$$\Delta G^0_{298}(\text{NaOH}) = -419,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = -1427,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = -237,5 \text{ кДж/моль}.$$

13. Пояснити, чи можлива взаємодія речовин за стандартних умов:



Чи зміниться відповідь, якщо у першій реакції взаємодіє рідка вода?

ОСНОВИ КІНЕТИКИ І КАТАЛІЗУ

План до теми:

1. Класифікації хімічних реакцій.
2. Швидкість хімічних реакцій.
3. Залежність швидкості реакцій від концентрації реагентів. Закон дії мас.
4. Енергія активації в екзотермічному та ендотермічному процесі.
5. Залежність швидкості реакцій від температури. Рівняння С.А. Арреніуса. Правило Я.Г. Вант-Гоффа.
6. Хімічна рівновага. Термодинамічний опис хімічної рівноваги. Принцип А.Л. Ле-Шательє.
7. Вплив температури, тиску і концентрації реагентів на стан хімічної рівноваги.
8. Каталіз. Некаталітичні та каталітичні реакції.
9. Каталізатори. Механізм дії каталізаторів. Поняття активованого комплексу.
10. Кінетично складні реакції (зворотні, послідовні, паралельні, ланцюгові).
11. Лімітуюча стадія у послідовній хімічній реакції.
12. Основні стадії ланцюгових реакцій.

Розділ хімії, присвячений вивченню швидкості і механізмів хімічних реакцій, а також закономірності їх здійснення, називається **хімічною кінетикою**.

Звичний запис рівняння реакції містить інформацію лише про якісний та кількісний склад реагентів і продуктів реакції, і не відображає реальний процес (усі елементарні стадії), внаслідок яких відбувається хімічне перетворення.

Елементарні стадії – це проміжні одиничні процеси, які відбуваються одночасно чи послідовно під час хімічної реакції у процесі взаємодії речовин: зіткнення частинок реагентів, руйнування зв'язків у частинках реагентів, утворення проміжних продуктів і взаємодія між ними, утворення нових зв'язків між частинками одержаних продуктів реакції.

Механізм реакції – це сукупність і послідовність елементарних стадій перетворення реагентів на продукти у процесі хімічної реакції.

Швидкість хімічної реакції характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто кількість елементарних стадій взаємодії (розкладу чи сполучення) частинок протягом певного часу.

Оскільки частинки можуть взаємодіяти лише безпосередньо контактуючи у реакційному просторі (середовищі), яке в хімічній кінетиці називають фазою.

Фаза – це частина матеріальної системи, однорідної як за хімічним складом, так і за фізичним станом. Ознакою фази є наявність поверхні, що відокремлює цю частину системи від інших. Реакційна система може мати такі фазові стани:

газ – тверда речовина;

рідина – газ;

рідина – тверда речовина.

Залежно від фазового стану реакційного простору в хімічній кінетиці розрізняють:

- *гомогенні реакції*, що відбуваються одночасно в усьому об'ємі однієї фази, тобто між речовинами в однаковому агрегатному стані (наприклад, газ – газ або рідина – рідина);

- *гетерогенні реакції*, що відбуваються на межі поділу фаз, тобто між речовинами в різних агрегатних станах на поверхні їх дотику (наприклад, газ – рідина або рідина – тверда речовина).

Швидкість гомогенної реакції $v_{\text{гом.}}$ виражають через кількість речовини n (v), яка реагує або утворюється внаслідок реакції, за одиницю часу t в одиниці об'єму системи V :

$$v_{\text{гом.}} = \frac{(n_2 - n_1)}{V \cdot (t_2 - t_1)} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t},$$

де n_1 – кількість речовини (моль), що реагує в момент часу t_1 ; n_2 – кількість цієї ж речовини (моль) в момент часу t_2 .

Оскільки, відношення n/V кількості речовини n (моль) до об'єму V (л) реакційної суміші – це *молярна концентрація реагентів*, яка позначається буквою C , то формула набуває вигляд:

$$v_{\text{гом.}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}.$$

Отже, швидкість гомогенної реакції дорівнює зміні концентрації будь-якого з реагентів за одиницю часу і виражається у моль/(л·с). Зі знаком «+» позначають концентрацію продуктів реакції «+С», а зі знаком «-» позначають концентрацію реагентів «-С» (адже швидкість реакції повинна бути величиною додатньою).

Швидкість гетерогенної реакції $v_{\text{гет.}}$ визначається як кількість речовини, яка реагує або утворюється внаслідок реакції за одиницю часу t на одиниці площі S поверхні поділу фаз:

$$v_{\text{гет.}} = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}.$$

Швидкість будь-якої хімічної реакції залежить від таких факторів:

- 1) природи реагентів;
- 2) концентрації реагентів;
- 3) температури процесу взаємодії реагентів;
- 4) наявності каталізаторів.

Швидкість гетерогенних реакцій залежить також від:

- а) величини площі поверхні поділу фаз (зі збільшенням площі поверхні поділу фаз швидкість гетерогенної реакції збільшується);
- б) швидкості підведення реагентів до поверхні поділу фаз і швидкості відведення від неї продуктів реакції.

Вплив природи реагентів на швидкість реакції виявляється у тому, що за одних і тих самих умов різні речовини взаємодіють одна з одною з різною швидкістю. Наприклад, за звичайних умов реакція між воднем H_2 і хлором Cl_2 відбувається швидко, а реакція між воднем H_2 і азотом N_2 – повільно.

Вплив зміни концентрації реагентів і тиску

Зі збільшенням концентрації реагентів швидкість реакції збільшується, бо зі збільшенням кількості речовини в одиниці об'єму збільшується число зіткнень між частинками реагентів.

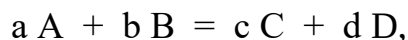
Кількісно залежність швидкості реакції від концентрації реагентів виражається законом дії мас.

Закон дії мас

(К.М. Гульдберг і П. Вааге, 1867 р.)

Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагентів.

У розрахунках швидкості найпростіших одностадійних реакцій значення концентрацій реагентів підносять до степені, що дорівнює коефіцієнтам перед формулами реагентів у рівнянні реакції. Наприклад, у реакції:

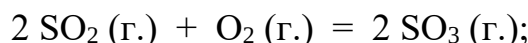


де a , b , c , d – коефіцієнти перед формулами речовин A , B , C , D , швидкість реакції відповідно до закону дії мас можна записати:

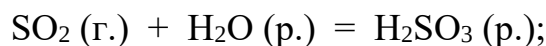
$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \quad \text{або} \quad v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$

де $C_A = [A]$ і $C_B = [B]$ – концентрації реагентів; k – константа швидкості реакції, яка дорівнює швидкості реакції за умови, що концентрації реагентів дорівнюють 1 моль/л. Отже, константа швидкості реакції k залежить від природи реагентів, температури, але не залежить від концентрації речовин.

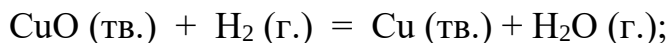
Вирази $v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$ називають кінетичними рівняннями реакцій, у яких враховують лише концентрації газів, але не враховують концентрації твердих речовин або рідин чи розчинних речовин:



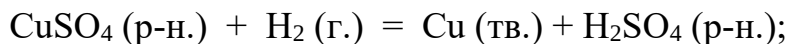
$$v = k \cdot C_{\text{SO}_2}^2 \cdot C_{\text{O}_2};$$



$$v = k \cdot C_{\text{SO}_2};$$

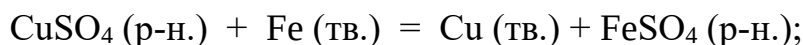


$$v = k \cdot C_{\text{H}_2}.$$



$$v = k \cdot C_{\text{H}_2}.$$

У випадку взаємодії твердих і розчинних речовин у розчині швидкість реакції розраховують за концентрацією розчиненої речовини:



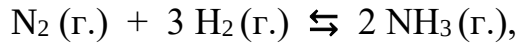
$$v = k \cdot C_{\text{CuSO}_4}.$$

Оскільки концентрації газів залежать від тиску, то й тиск безпосередньо впливає на швидкість взаємодії газів. Для усіх інших реакцій вплив тиску є опосередкованим, а не прямим.

За кінетичним рівнянням можна обчислити зміну швидкості реакцій під впливом таких факторів: тиску, температури, концентрації реагентів.

Приклад № 1

Визначити, як зміниться швидкість реакції синтезу амоніаку



якщо: а) збільшити концентрації реагентів у 3 рази;

б) знизити тиск у реакційній суміші в 2 рази.

Розв'язок: а) записуємо кінетичне рівняння реакції:

$$v_1 = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3.$$

Позначаємо як x – концентрацію N_2 ; як y – концентрацію H_2 , і записуємо вираз швидкості реакції:

$$v_1 = k \cdot x \cdot y^3.$$

Якщо концентрації реагентів збільшено в 3 рази, то

$$C_{\text{N}_2} = 3 \cdot x, C_{\text{H}_2} = 3 \cdot y,$$

а швидкість реакції дорівнює:

$$v_2 = k \cdot 3 \cdot x \cdot (3 \cdot y)^3 = 81 \cdot k \cdot x \cdot y^3.$$

Відношення швидкостей реакції означає у скільки разів швидше відбулася реакція з більшою концентрацією реагентів:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{81 \cdot k \cdot x \cdot y^3}{k \cdot x \cdot y^3} = 81.$$

б) концентрації речовин газів пропорційні тиску: зі зниженням тиску в 2 рази концентрації речовин також у 2 рази зменшуються. Тож, якщо до зміни тиску концентрації N_2 і H_2 були позначені, відповідно, як x та y , то після зниження тиску в 2 рази набули значення $x/2$ та $y/2$. Швидкості реакції до і після зміни тиску дорівнюють:

$$v_1 = k \cdot x \cdot y^3$$

$$v_2 = k \cdot x/2 \cdot (y/2)^3.$$

Відношення швидкостей реакції означає: у скільки разів сповільнилася реакція зі зниженням тиску:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot x/2 \cdot (y/2)^3}{k \cdot x \cdot y^3} = \frac{1}{16}.$$

Відповідь: а) зі збільшенням концентрацій реагентів у 3 рази, швидкість реакції збільшується у 81 раз; б) зі зниженням тиску в реакційній суміші удвічі, швидкість реакції зменшується у 16 разів.

Вплив температури

З підвищенням температури швидкість хімічних реакцій переважно збільшується. Така залежність описується **правилом Вант-Гоффа**: з підвищенням температури на кожні 10°C швидкість більшості хімічних реакцій збільшується у 2-4 рази.

Це правило має математичний вираз у вигляді такої формули:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де γ – температурний коефіцієнт, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури на 10°C; v_1 – швидкість реакції за температури t_1 ; v_2 – швидкість реакції за температури t_2 .

Приклад № 2

Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції з підвищенням температури від 10 до 50°C, якщо температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 4$.

Розв'язок:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = v_1 \cdot \gamma^{\frac{50 - 10}{10}} = v_1 \cdot \gamma^{\frac{40}{10}} = v_1 \cdot 4^4 = 256 v_1,$$
$$\frac{v_2}{v_1} = 256.$$

Відповідь: з підвищенням температури від 10 до 50°C швидкість реакції збільшується у 256 разів.

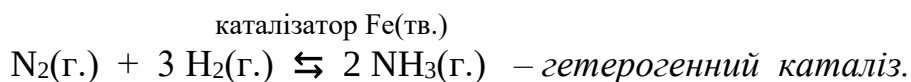
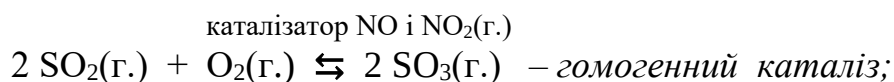
Наведений приклад показує, що навіть незначне підвищення температури сприяє значному збільшенню швидкості реакції. Такий ефект пояснює теорія активних молекул (теорія активації). Згідно з цією теорією, в реакції можуть брати участь лише такі молекули, енергія яких більша від середньої енергії молекул на певну величину. Ця надлишкова енергія, необхідна для ослаблення та руйнування хімічних зв'язків у молекулах реагентів, називається **енергією активації**. Молекули, надлишкова енергія яких більша від енергії активації, називаються

активними молекулами. Чим більша кількість активних молекул, тим більша швидкість реакції. З підвищенням температури число активних молекул різко збільшується.

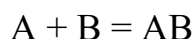
Одним із важливих факторів, які впливають на швидкість реакції, є наявність **каталізатора**. Каталізатором називається речовина, яка змінює швидкість реакції, але сама у процесі взаємодії не зазнає змін і не витрачається в результаті реакції.

Явище зміни швидкості реакції за наявності каталізаторів називається **каталізом**. Реакції, які відбуваються за участі каталізаторів, називаються *каталітичними*.

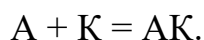
За умови, якщо реагенти і каталізатор перебувають в одному агрегатному стані, такий каталіз називається гомогенним. Якщо ж реагенти і каталізатор перебувають у різних агрегатних станах, каталіз є гетерогенним: каталізатор зазвичай є твердою речовиною, а реагенти – рідкими або газуватими речовинами. Наприклад:



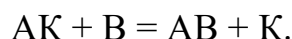
Механізм дії каталізаторів є складним і відбувається через стадії утворення *проміжних сполук* каталізатора і реагенту. Так, у реакції



каталізатор К взаємодіє з одним із реагентів, наприклад, А і утворює нестійку проміжну сполуку АК:



Ця сполука з великою швидкістю реагує з іншим реагентом, утворюючи продукт реакції АВ, а каталізатор залишається незмінним:



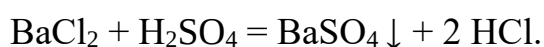
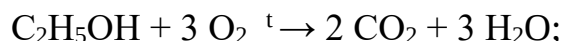
Зазвичай каталізаторами називають речовини, які пришвидшують реакції. Однак є речовини, за наявності яких реакції сповільнюються. Такі речовини називаються *інгібіторами*.

Каталітичні процеси важливі не лише в хімії, а й у біології. Практично всі біохімічні процеси відбуваються за участі біологічних каталізаторів – ферментів (ензимів), що за хімічною природою є білками.

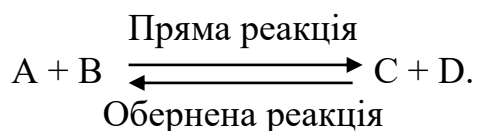
Зворотні та незворотні реакції. Хімічна рівновага

Усі хімічні реакції поділяють на два типи: зворотні та незворотні.

Незворотними називають реакції, які відбуваються лише в одному напрямку – утворення продуктів. Незворотна реакція закінчується за умови, якщо повністю витрачається хоча б один з реагентів. Незворотними є реакції горіння; термічного розкладання складних речовин; більшість реакцій, внаслідок яких утворюються осадки або виділяються гази тощо. Наприклад:

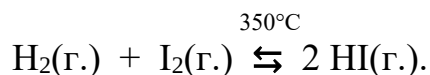


Зворотними називаються реакції, які одночасно відбуваються у прямому і протилежному напрямках:



У запису рівнянь зворотних реакцій використовують *знак зворотності* ($\rightleftharpoons$).

Прикладом зворотної реакції є синтез йодоводню:



З часом після початку взаємодії у газовій суміші можна виявити не лише кінцевий продукт реакції HI, але й початкові речовини – H_2 і I_2 . Як би довго не тривала реакція, в реакційній суміші за 350°C завжди буде міститися приблизно 80% HI, 10% H_2 і 10% I_2 . Якщо як початкову речовину взяти HI і нагріти його до тієї самої температури, то через певний час відношення між кількостями всіх трьох речовин буде таким самим. Отже, у процесі утворення йодоводню з водню і йоду одночасно відбуваються пряма та обернена реакції.

Якщо як реагенти використано водень і йод з концентраціями C_{H_2} і C_{I_2} , то швидкість прямої реакції у початковий момент часу дорівнюватиме:

$$v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} \cdot C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}.$$

Швидкість оберненої реакції

$$v_{\text{звор.}} = k_{\text{звор.}} \cdot C_{\text{HI}}$$

у початковий момент часу дорівнює нулю, бо йодоводню в реакційній суміші ще нема, $C_{\text{HI}} = 0$. Поступово швидкість прямої реакції зменшується, адже водень з йодом реагують, і їхні концентрації зменшуються. Швидкість оберненої реакції поступово збільшується, бо збільшується концентрація утвореного йодоводню. З часом утвориться стільки ж молекул HI, скільки їх розкладеться на H_2 та I_2 , і, відповідно, швидкість прямої реакції дорівнюватиме швидкості зворотної реакції. Виникає стан хімічної рівноваги.

У рівноважному стані продовжують відбуватися і пряма, і зворотна реакції. Концентрації усіх речовин в реакційній системі в рівноважному стані не змінюються і називаються *рівноважними концентраціями* (рис. 13).

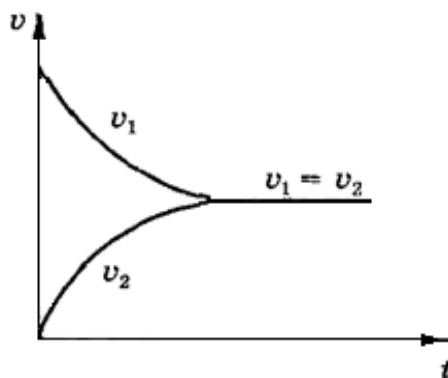


Рис. 13. Зміна швидкості v_1 прямої реакції і швидкості v_2 оберненої реакції з часом t .

У зворотній реакції $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$
у стані рівноваги:

$$v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} \cdot C_{\text{A}}^a \cdot C_{\text{B}}^b = k_{\text{пр.}} \cdot [\text{A}]_{\text{p}}^a \cdot [\text{B}]_{\text{p}}^b;$$

$$v_{\text{обер.}} = k_{\text{обер.}} \cdot C_{\text{C}}^c \cdot C_{\text{D}}^d = k_{\text{обер.}} \cdot [\text{C}]_{\text{p}}^c \cdot [\text{D}]_{\text{p}}^d;$$

де $C_{\text{A}} = [\text{A}]$, $C_{\text{B}} = [\text{B}]$, $C_{\text{C}} = [\text{C}]$, $C_{\text{D}} = [\text{D}]$, а $[\text{A}]_{\text{p}}$, $[\text{B}]_{\text{p}}$, $[\text{C}]_{\text{p}}$, $[\text{D}]_{\text{p}}$ – рівноважні концентрації.

Позаяк $v_{\text{пр.}} = v_{\text{обер.}}$, то:

$$\frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обер.}}} = \frac{[\text{C}]_{\text{p}}^c \cdot [\text{D}]_{\text{p}}^d}{[\text{A}]_{\text{p}}^a \cdot [\text{B}]_{\text{p}}^b}.$$

Враховуючи, що $k_{\text{пр.}} = \text{const}$ і $k_{\text{звор.}} = \text{const}$, то й

$$\frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обер.}}} = \text{const.}$$

Відношення констант швидкостей прямої і оберненої реакцій є величиною сталою і називається *константою рівноваги (K_p)*:

$$K_p = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обер.}}},$$

$$K_p = \frac{[C]_p^c \cdot [D]_p^d}{[A]_p^a \cdot [B]_p^b}.$$

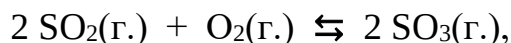
Константи рівноваги обчислюють, враховуючи розрахунки швидкості прямої та оберненої хімічних реакцій. Відповідно, у розрахунках констант так само не враховують концентрації твердих і рідких (або розчинних) речовин у процесі їх взаємодії з газами. А у випадку взаємодії твердих і розчинних речовин у розчині, в розрахунках зважають лише на концентрацією розчиненої речовини.

Константа рівноваги реакції залежить від температури, але не залежить від концентрації реагентів. Наявність каталізатора також не впливає на константу рівноваги, адже він одночасно збільшує швидкість і прямої, і оберненої реакцій, а тому лише прискорює досягнення стану рівноваги.

Чисельне значення константи рівноваги характеризує вихід продуктів реакції. Чим більше *K_p*, тим повніше реагенти (А і В) перетворюються на продукти реакції (С і D), тобто збільшується вихід продуктів реакції. Якщо *K_p* < 1 у рівноважній системі переважають початкові реагенти.

Приклад № 3

Записати і обчислити вираз константи рівноваги реакції окиснення:



якщо рівноважні концентрації дорівнюють: $[\text{SO}_2] = 0,12$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,04$ моль/л.

Розв'язок:

$$K_p = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,04^2}{0,12^2 \cdot 0,06} = 1,85.$$

Відповідь: $K_p = 1,85$.

Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

Хімічна рівновага є динамічною і зміщується залежно від зовнішніх умов, зміна яких і впливає на швидкості прямої та оберненої реакцій. Якщо внаслідок зовнішньої дії швидкість прямої реакції більша, ніж швидкість оберненої реакції, то рівновага зміщується у бік прямої реакції (вправо). Якщо ж швидкість оберненої реакції більша, ніж швидкість прямої реакції, то рівновага зміщується у бік оберненої реакції (вліво). Результатом зміщення рівноваги є перехід системи у новий рівноважний стан з іншим відношенням концентрацій реагентів.

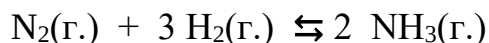
Напрямок зміщення рівноваги визначається за принципом, який був сформульований А.Л. Ле-Шательє (1884 р.): *якщо на рівноважну систему впливають іззовні, то рівновага зміщується у бік тієї реакції (прямої чи оберненої), яка зменшує цей вплив.*

Найважливішими зовнішніми чинниками, які впливають на зміщення хімічної рівноваги, є температура і концентрація реагентів. А під час взаємодії газів зміщувати хімічну рівновагу можна, ще й змінюючи тиск. Адже згідно з об'єднаним газовим законом під дією тиску змінюється об'єм реакційної суміші газів, і, відповідно, змінюється концентрація реагентів, тобто з підвищенням тиску концентрація реагентів збільшується.

Вплив концентрації реагентів

Якщо у рівноважну систему вводять речовину, що братиме участь у реакції, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, в якій ця речовина витрачається. Якщо з рівноважної системи виводять якусь речовину, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, у якій ця речовина утворюється.

Наприклад, у процесі синтезу амоніаку



для зміщення рівноваги у бік прямої реакції – утворення амоніаку у рівноважну суміш необхідно додавати азот і водень, тобто збільшувати їхні концентрації, і одночасно виводити з рівноважної суміші амоніак, щоб зменшувати його концентрацію.

Вплив температури

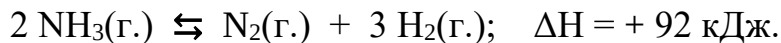
Пряма і обернена реакції мають протилежні за знаком теплові ефекти: якщо пряма реакція екзотермічна, то обернена реакція

ендотермічна (і навпаки). З підвищенням температури системи рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції; а зі зниженням температури рівновага зміщується в бік екзотермічної реакції.

Наприклад, реакція синтезу амоніаку є екзотермічною:



а реакція розкладу амоніаку (обернена реакція) є ендотермічною:

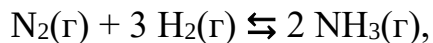


Тому внаслідок підвищення температури рівновага зміщується в бік оберненої реакції розкладання амоніаку.

Вплив тиску

Тиск впливає на стан рівноваги реакцій, у яких беруть участь гази. Якщо іззовні тиск підвищують, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, у якій число молекул газу зменшується. І навпаки, рівновага зміщується в бік утворення більшого числа молекул газу зі зниженням зовнішнього тиску. Якщо реакція відбувається без зміни числа молекул газів, тиск не впливатиме на стан рівноваги в системі.

Наприклад, для збільшення виходу амоніаку внаслідок реакції необхідно підвищувати тиск в системі

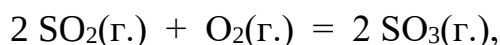


оскільки у прямій реакції число молекул газу зменшується (з чотирьох молекул азоту та водню утворюються дві молекули амоніаку).

Розрахункові задачі

1. Обчислити швидкість хімічної реакції $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, якщо початкова концентрація речовини А – 1 моль/л, а через 4 с концентрація цієї речовини зменшилася до 0,6 моль/л.

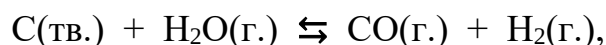
2. Обчислити, як зміниться швидкість реакції:



якщо: а) зменшити концентрації реагентів у 2 рази;

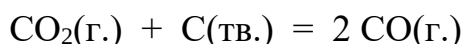
б) підвищити тиск у 3 рази.

3. Записати вираз і обчислити константу рівноваги у реакції



якщо рівноважні концентрації CO, H₂ і H₂O становлять, відповідно, 5,66·10⁻²; 5,66·10⁻² і 2·10⁻¹ (моль/л).

4. Обчислити, як зміниться швидкість реакції



зі зниженням тиску в 4 рази.

5. Визначити, як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 2, якщо:

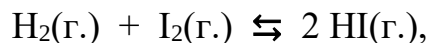
а) підвищити температуру на 30°C;

б) знизити температуру від 70°C до 20°C.

6. Обчислити, на скільки градусів потрібно знизити температуру реакційної суміші для зменшення швидкості реакції у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3.

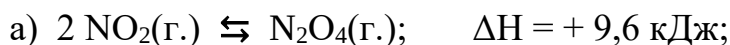
7. Обчислити температурний коефіцієнт реакції, якщо внаслідок підвищення температури на 40°C швидкість її збільшується у 256 разів.

8. Обчислити константу рівноваги реакції:

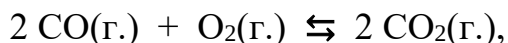


якщо рівноважні концентрації водню, йоду і йодоводню становлять, відповідно, 0,065·10⁻³, 1,065·10⁻³ та 1,87·10⁻³ (моль/л).

9. Визначити напрямок зміщення рівноваги реакцій з підвищенням температури в системах:



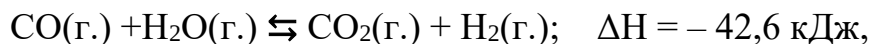
10. Визначити напрямок зміщення рівноваги зворотної реакції:



якщо: а) збільшити концентрацію карбон(IV) оксиду;

б) підвищити тиск.

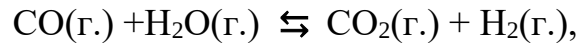
11. Визначити напрямок зміщення рівноваги зворотної реакції:



якщо: а) зменшити концентрацію пари води;

б) підвищити тиск в системі?

12. Обчислити рівноважні концентрації речовин у реакції:



якщо початкові концентрації речовин дорівнюють: $[\text{CO}] = 0,1$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$ моль/л, а константа рівноваги $K_p = 1$ за цієї температури.

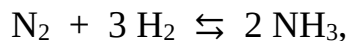
13. Обчислити, у скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції з підвищенням температури на 30°C , якщо температурний коефіцієнт $\gamma = 3$.

14. Обчислити швидкість реакції $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ у момент, коли концентрація речовини A зменшиться на $0,2$ моль/л. Початкові концентрації речовин A і B становлять по $0,8$ моль/л, а константа швидкості реакції $k = 0,5$.

15. Обчислити, на скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість хімічної реакції збільшилась у 9 разів. Температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 3$.

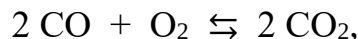
16. Обчислити температурний коефіцієнт реакції γ , якщо з підвищенням температури на 30°C її швидкість збільшується у 27 разів.

17. Обчислити константу рівноваги в реакції



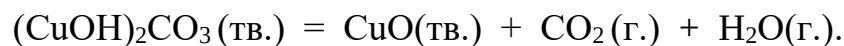
якщо у стані рівноваги рівноважна концентрація амоніаку становить $0,4$ моль/л, азоту – $0,02$ моль/л і водню – $0,1$ моль/л.

18. Обчислити рівноважні концентрації у реакції

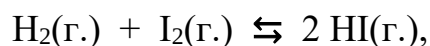


якщо початкові концентрації $C_{\text{CO}} = 0,25$ моль/л, $C_{\text{O}_2} = 0,2$ моль/л, а рівноважна концентрація CO_2 становить $0,1$ моль/л.

19. Записати вираз константи хімічної рівноваги у реакції:



20. Рівновага реакції



встановилася за таких концентрацій речовин $[\text{H}_2] = 0,4$ моль/л, $[\text{I}_2] = 0,5$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,9$ моль/л. Обчислити константу рівноваги реакції та початкові концентрації водню і йоду.

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

План до теми:

1. Реакції без зміни ступеня окиснення та зі зміною ступеня окиснення.
2. Ступінь окиснення. Розрахунок ступеня окиснення.
3. Процеси окиснення та відновлення. Окисно-відновні властивості речовин.
4. Класифікація окисників і відновників.
5. Класифікація окисно-відновних реакцій (міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні, диспропорціювання).
6. Методи складання окисно-відновних реакцій (метод електронного балансу, метод електронно-йонного балансу).
7. Вплив середовища на окисно-відновні реакції.
8. Вплив температури і каталізатора на окисно-відновні процеси.
9. Вплив концентрації речовин на прикладі нітратної кислоти.
10. Окисні властивості нітратної кислоти у процесах взаємодії з металами та неметалами.
11. Окисні властивості сульфатної кислоти у процесах взаємодії з металами та неметалами.
12. Окисно-відновна подвійність речовин.
13. Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду.
14. Еквівалент сполук в окисно-відновних реакціях.

Хімічні реакції відбуваються за двома механізмами:

1. Реакції без зміни ступенів окиснення елементів у сполуках – реакції невалентних перетворень: реакції сполучення та комплексоутворення, реакції заміщення, реакції розкладу, реакції обміну, реакції нейтралізації.

2. Реакції зі зміною валентності (ступенів окиснення) одного чи кількох елементів у сполуках – **окисно-відновні реакції**.

Окисно-відновними реакціями (ОВР) називаються хімічні реакції, під час яких відбувається передача всіх або частини валентних електронів атомом однієї речовини-реагента атомові іншої речовини, тобто змінюються ступені окиснення елементів у сполуках, які реагують. В окисно-відновній реакції один елемент (або речовина, у складі якої

міститься цей елемент) є *окисником*, інший елемент (або речовина, у складі якої він міститься) є *відновником*.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якщо допустити, що молекула складається з йонів, а всі зв'язки у молекулі окисника та відновника є йонними. Позаяк молекула у цілому є електронейтральна, то алгебраїчна сума ступенів окиснення усіх атомів у ній завжди дорівнює нулю.

Окиснення – процес переміщення валентних електронів з орбіталей атома чи йона хімічного елемента у речовині під час взаємодії, який супроводжується підвищенням ступеня окиснення цього елемента. Речовини, атоми чи йони яких здатні віддавати електрони у процесі хімічної реакції, називаються *відновниками*. Вони під час реакції окиснюються.

Процес приєднання електронів атомом чи йоном хімічного елемента у речовині під час взаємодії, що приводить до зниження його ступеня окиснення, називається – **відновленням**. Речовини, атоми чи йони яких у реакціях здатні приєднувати електрони, називаються *окисниками*. У процесі реакції вони відновлюються.

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій: *міжмолекулярні*, *внутрішньо-молекулярні* та реакції *диспропорціювання* (реакції самоокиснення-самовідновлення).

<i>Міжмолекулярні</i>	<i>Внутрішньомолекулярні</i>	<i>Диспропорціювання або (самоокиснення-самовідновлення)</i>
$2 \text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2$	$2 \text{KClO}_3 = 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2 \uparrow$	$2 \text{BaO}_2 = 2 \text{BaO} + \text{O}_2 \uparrow$
$2 \text{CrCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{CrCl}_3$	$2 \text{NaNO}_3 = 2 \text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$	$2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
$2 \text{K} + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	$3 \text{CrO} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$
$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	$\xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{XeF}_2 \rightarrow \text{Xe} \uparrow + \text{F}_2 \uparrow$	$\xrightarrow{t^\circ\text{C}, \text{ вакуум}} 2 \text{XeF}_2 \rightarrow \text{Xe} \uparrow + \text{XeF}_4$
Реакції, у яких окисник та відновник містяться в різних речовинах-реагентах (простих чи складних).	Реакції, під час яких зазнають змін ступені окиснення атомів елементів, що містяться в молекулі однієї сполуки-реагента.	Реакції, у процесі яких у сполуці-реагенті внаслідок перерозподілу електронів ступінь окиснення частини атомів одного і того самого елемента знижується, а частини атомів – підвищується

Найбільш відомі окисники та відновники

Окисники			
Прості речовини, утворені типовими неметалічними елементами	$\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{-2}{\text{O}}; \quad \overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{-2}{\text{S}}; \quad \overset{0}{\text{Se}} \rightarrow \overset{-2}{\text{Se}}$		
Прості речовини галогени	$\overset{0}{\text{Cl}_2} \rightarrow 2 \overset{-1}{\text{HCl}};$	$\overset{0}{\text{Br}_2} \rightarrow 2 \overset{-1}{\text{HBr}};$	$\overset{0}{\text{I}_2} \rightarrow 2 \overset{-1}{\text{HI}}.$
Оксигеновмісні кислоти і солі, утворені цими кислотами:			
Сульфатна кислота (H ₂ SO ₄)	$\overset{+6}{\text{H}_2\text{S}} \overset{+4}{\text{O}_4 \text{ конц.}} \rightarrow \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}, \overset{0}{\text{S}}, \overset{+4}{\text{SO}_2}$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $\overset{+6}{\text{H}_2\text{S}} \overset{+4}{\text{O}_4 \text{ конц.}} \rightarrow \overset{+4}{\text{SO}_2}$ (з малоактивними металами: Pb, Cu, Hg, Ag і неметалами: S, P, C).		
Нітратна кислота (HNO ₃)	$\overset{+5}{\text{HNO}_3 \text{ конц.}} \rightarrow \overset{+4}{\text{NO}_2}, \overset{+2}{\text{NO}}, \overset{+1}{\text{N}_2\text{O}}, \overset{0}{\text{N}_2}$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $\overset{+5}{\text{HNO}_3 \text{ конц.}} \rightarrow \overset{+4}{\text{NO}_2}$ (з малоактивними металами: Pb, Cu, Hg, Ag; і неметалами: S, P, C); $\overset{+5}{\text{HNO}_3 \text{ помірно розв.}} \rightarrow \overset{+2}{\text{NO}}$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; і неметалами: S, P, C); $\overset{+5}{\text{HNO}_3 \text{ розв.}} \rightarrow \overset{-3}{\text{NH}_3}$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $\overset{+5}{\text{HNO}_3 \text{ конц.}} \rightarrow \overset{+3}{\text{HNO}_2}$ (лужне середовище).		
Оксигеновмісні кислоти галогенів і солі, утворені цими кислотами:	$\overset{+5}{2 \text{HClO}_3} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2}; \quad \overset{-1}{\text{HCl}};$ $\overset{+1}{\text{KClO}} \rightarrow \overset{-1}{\text{KCl}}.$	$\overset{+5}{\text{KIO}_3} \rightarrow \overset{-1}{\text{KI}}$ $\overset{+5}{\text{KBrO}_3} \rightarrow \overset{-1}{\text{KBr}}$	
Хроматна та дихроматна кислоти і їхні солі (H ₂ CrO ₄ , H ₂ Cr ₂ O ₇ , K ₂ Cr ₂ O ₇ , Na ₂ CrO ₄)	$\overset{+6}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Cr}}$ (кислотне середовище).		
Перманганатна кислота і її солі HMnO ₄ (KMnO ₄)	$\overset{+7}{\text{KMnO}_4}, \overset{+4}{\text{MnO}_2} \rightarrow \overset{+2}{\text{MnSO}_4}$ (кислотне середовище); $\overset{+7}{\text{KMnO}_4} \rightarrow \overset{+6}{\text{K}_2\text{MnO}_4}$ (лужне середовище); $\overset{+7}{\text{KMnO}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{MnO}_2}$ (нейтральне середовище).		
Манганатна кислота і її солі H ₂ MnO ₄ (K ₂ MnO ₄)	$\overset{+6}{\text{K}_2\text{MnO}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{MnO}_2}$ (слабколужне та нейтральне середовище).		

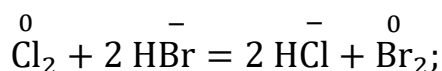
Йони металів з вищими ступеннями окиснення	$\overset{+3}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Cu}};$ $\overset{+6}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}};$ $\overset{+3}{\text{Co}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Co}}; \quad \overset{+4}{\text{Pb}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Pb}}$	$\overset{+4}{\text{Sn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Sn}};$ $\overset{+2}{\text{Hg}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Hg}} \rightarrow \overset{0}{\text{Hg}};$ $\overset{+}{\text{Ag}} \rightarrow \overset{0}{\text{Ag}}$
Сполуки з позитивно зарядженим йоном H^+ (вода, кислоти, луги)	$\overset{+}{\text{H}} \rightarrow \overset{0}{\text{H}_2}$	
Гідроген пероксид	$\overset{-1}{\text{H}_2\text{O}_2} \rightarrow \overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$	
Анод у процесі електролізу		

Відновники		
Прості речовини: метали, водень, вуглець	$\overset{0}{\text{Ca}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Ca}};$ $\overset{0}{\text{Na}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Na}};$ $\overset{0}{\text{Zn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}};$ $\overset{0}{\text{H}_2} \rightarrow 2 \overset{+1}{\text{H}};$	$\overset{0}{\text{C}} \rightarrow \overset{+2}{\text{C}} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}};$ $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}};$ $\overset{0}{\text{I}_2} \rightarrow \overset{+3}{\text{I}} \rightarrow \overset{+5}{\text{I}};$ $\overset{0}{\text{P}} \rightarrow \overset{+1}{\text{P}} \rightarrow \overset{+3}{\text{P}} \rightarrow \overset{+5}{\text{P}}.$
Карбон(II) оксид (CO)	$\overset{+2}{\text{C O}} \rightarrow \overset{+4}{\text{C O}_2}.$	
Сірководень (H_2S)	$\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+4}{\text{S O}_2}.$	
Сульфур(IV) оксид (SO_2)	$\overset{+4}{\text{S O}_2} \rightarrow \overset{+6}{\text{S O}_4^{2-}}.$	
Сульфітна кислота (H_2SO_3) та її солі Тіосульфати	$\overset{+4}{\text{Na}_2\text{S O}_3} \rightarrow \overset{+6}{\text{Na}_2\text{S O}_4};$ $\overset{-2,+6}{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \rightarrow \overset{+6}{\text{Na}_2\text{S O}_4}.$	
Амоніак NH_3 , фосфін PH_3 Гідразин N_2H_4 Гідроксиламін NH_2OH Нітроген(II) оксид (NO)	$\overset{-2}{\text{N}_2\text{H}_4} \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2};$ $\overset{-1}{2\text{NH}_2\text{OH}} \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2};$ $\overset{+2}{\text{NO}} \rightarrow \overset{+4}{\text{NO}_2} \rightarrow \overset{+5}{\text{NO}_3^-}.$	$\overset{-3}{2\text{NH}_3} \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2};$ $\overset{-3}{\text{PH}_3} \rightarrow \overset{+5}{\text{H}_3\text{P O}_4};$
Нітритна кислота (HNO_2) та її солі	$\overset{+3}{\text{KNO}_2} \rightarrow \overset{+5}{\text{KNO}_3}.$	
Галогенідні кислоти і їхні солі	$\overset{-1}{2\text{HCl}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2};$ $\overset{-1}{2\text{HBr}} \rightarrow \overset{0}{\text{Br}_2};$	$\overset{-1}{2\text{KBr}} \rightarrow \overset{0}{\text{Br}_2};$ $\overset{-1}{2\text{KI}} \rightarrow \overset{0}{\text{I}_2}.$
Йони металів з нижчими ступеннями окиснення	$\overset{+2}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+4}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+6}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}};$	
	$\overset{+3}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{+6}{\text{Cr}};$ $\overset{+2}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+6}{\text{Fe}};$	$\overset{+2}{\text{Pb}} \rightarrow \overset{+4}{\text{Pb}};$ $\overset{+2}{\text{Sn}} \rightarrow \overset{+4}{\text{Sn}}.$
Гідроген пероксид, пероксида металів	$\overset{-1}{\text{H}_2\text{O}_2} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}.$	
Органічні речовини: формальдегід, глюкоза, оксалатна кислота, фенол		
Катод у процесі електролізу		

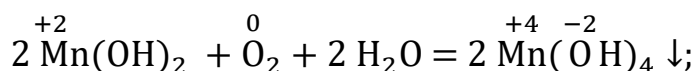
Ступені окиснення +1 та –1 у рівняннях реакцій і напівреакцій йонно-електронного чи електронного балансів пишуть без цифри 1.

Сполуки, які містять атоми елементів з максимальним додатним значенням ступеня окиснення, можуть бути лише **окисниками**, тому що ці атоми вже віддали всі свої валентні електрони і здатні тільки приймати електрони. Максимальне додатне значення ступеня окиснення атомів елементів, переважно неметалів, дорівнює номеру групи у таблиці Періодичної системи, до якої належать ці елементи.

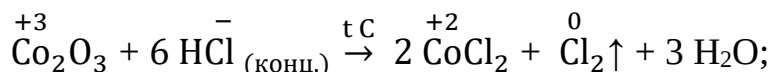
Сполуки, у складі яких містяться атоми елементів з максимальним від'ємним значенням ступеня окиснення, можуть бути лише **відновниками**, оскільки вони здатні тільки віддавати електрони, бо зовнішній енергетичний рівень завершений вісьмома електронами. Максимальне від'ємне значення ступеня окиснення можна обчислити за формулою – (n – 8) (де n – номер групи у таблиці Періодичної системи).



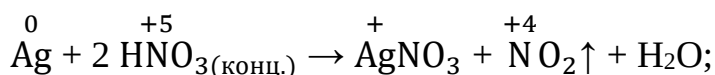
(Cl_2 – окисник, HBr – відновник);



(O_2 – окисник, Mn – відновник);

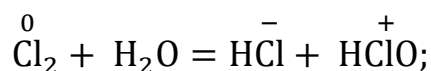


(Co – окисник, HCl – відновник);

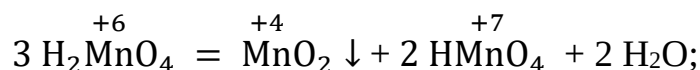


(HNO_3 – окисник, Ag – відновник).

Елементом, які мають у сполуках кілька ступенів окиснення – між максимально додатним і максимально негативним є ще проміжні, – властива окисно-відновна подвійність. Наприклад, сполуки, що містять атоми Нітрогену ($\overset{+3}{\text{HNO}_2}$, $\overset{-1}{\text{NH}_2\text{OH}}$), Оксигену ($\overset{-1}{\text{H}_2\text{O}_2}$), Сульфору ($\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{+4}{\text{Na}_2\text{S O}_3}$), галогенів (Cl_2 , $\overset{0}{\text{KBrO}}$, $\overset{+1}{\text{KClO}_2}$, $\overset{+3}{\text{KIO}_3}$) і металів з проміжними ступенями окиснення ($\overset{+1}{\text{Hg}}$, $\overset{+2}{\text{Cu}}$, $\overset{+3}{\text{Fe}}$, $\overset{+3}{\text{Cr}}$, $\overset{+6}{\text{Mn}}$), виявляють властивості як окисні, так і відновні, залежно від хімічної природи речовини, з якою вони взаємодіють, а також у реакціях диспропорціонування.

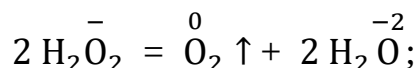


($\overset{0}{\text{Cl}}_2$ – і окисник, і відновник);



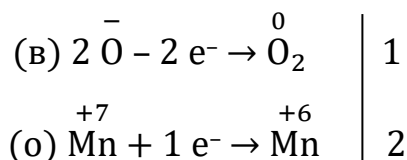
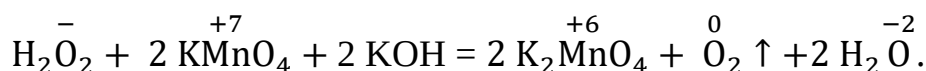
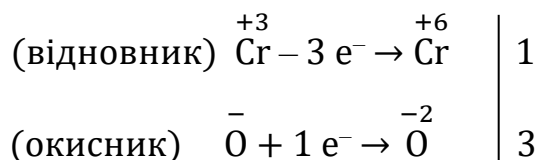
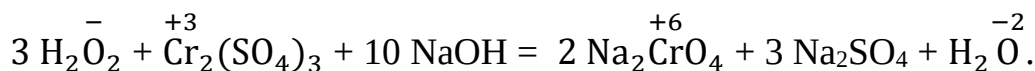
($\overset{+6}{\text{Mn}}$ – і окисник, і відновник).

У гідроген пероксиді оксиген виявляє двоїсті властивості, розкладаючись:

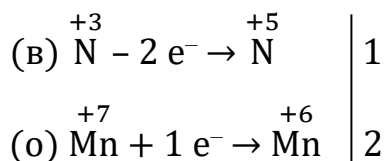
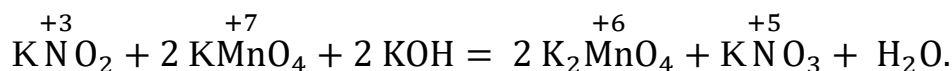
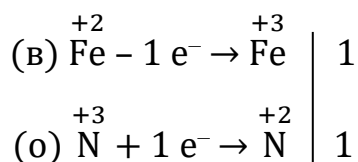
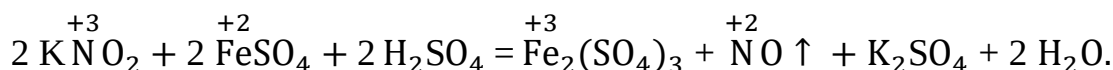


($\overset{-}{\text{O}}$ – і окисник, і відновник);

або ж взаємодіючи з сильнішими відновниками чи окисниками:



Двоїсті властивості виявляє нітроген у нітритній кислоті і солях – нітритах, залежно від окисних або відновних властивостей речовини, з якою вони взаємодіють, а також від умов реакції:



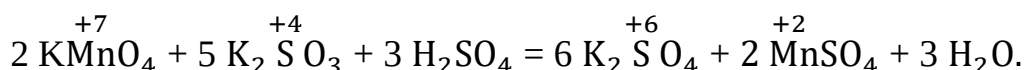
Вплив умов на характер окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні процеси та утворення продуктів реакції залежать від певних технологічних умов процесів окиснення – відновлення:

- рН середовища;
- температури;
- наявності каталізатора;
- концентрації реагентів (кислот і лугів);
- активності металів.

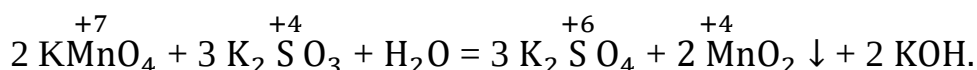
Характер окисно-відновних процесів значно залежить від рН середовища, у якому вони відбуваються, про що свідчить утворення різних продуктів внаслідок відновлення окисника, наприклад, калій перманганату.

У кислотному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається до утворення Mn^{+2} за таким рівнянням:



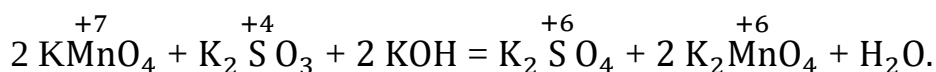
Окисник перманганат-йон MnO_4^- у кислотному середовищі відновлюється до Mn^{2+} , а йони гідрогену H^+ , утворені внаслідок дисоціації кислоти, сполучаються з вивільненими O^{2-} і утворюють молекули води. Кислотні залишки з наявними катіонами металів утворюють солі.

У нейтральному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається до утворення Mn^{+4} в такий спосіб:



Окисник перманганат-йон MnO_4^- у нейтральному середовищі відновлюється до MnO_2 , бо поляризаційна дія молекул H_2O значно слабша, ніж йонів H^+ . Катіони калію K^+ утворюють гідроксид.

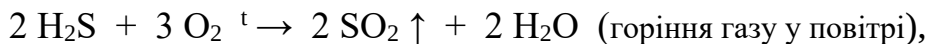
У лужному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається до утворення Mn^{+6} таким чином:



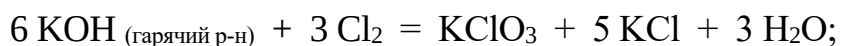
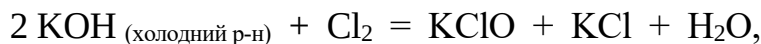
Окисник перманганат-йон MnO_4^- у лужному середовищі відновлюється лише до MnO_4^{2-} . Гідроксид-йони OH^- сприяють зміцненню зв'язків —Mn—O— в аніонах, які з катіонами K^+ утворюють сіль калій манганат.

Утворення певних продуктів окисно-відновних процесів залежить ще й від температури, за якої відбувається хімічне перетворення, або ж від участі каталізатора в реакції, наприклад:

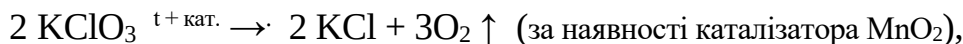
1) окиснення H_2S



2) взаємодія хлору з лугами



3) термічний розклад KClO_3

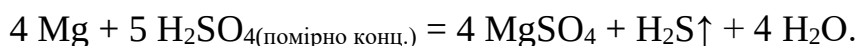
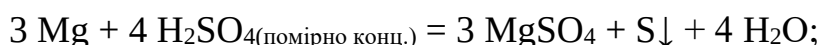


4) окиснення NH_3

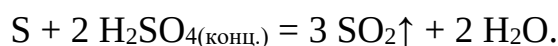


Утворення продуктів окисно-відновних реакцій залежить також від концентрації окисника, зокрема кислот:

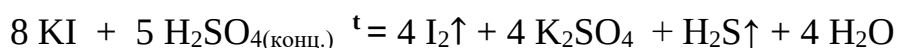
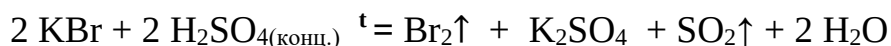
Концентрована сульфатна кислота, виявляючи окисні властивості, взаємодіє як з металами:



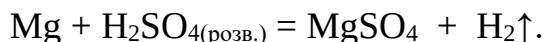
так і з неметалами:



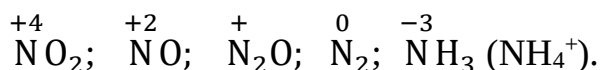
Концентрована сульфатна кислота виявляє окисні властивості не лише з простими речовинами, а й зі складними, наприклад:



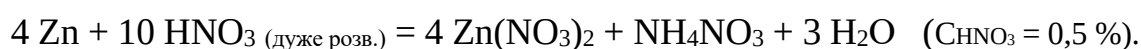
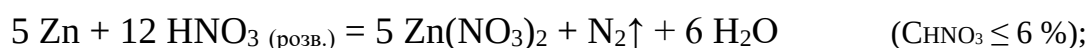
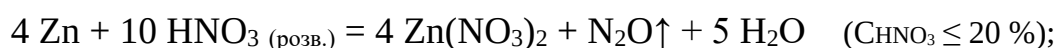
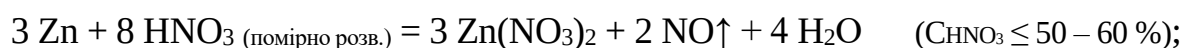
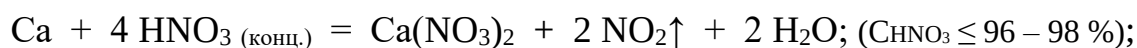
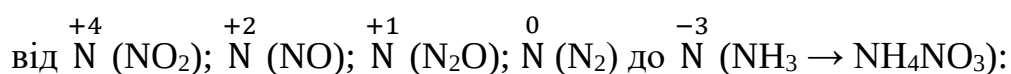
Розведена сульфатна кислота окисні властивості не виявляє, з простими речовинами неметалами не взаємодіє, а метали з кислоти відновлюють водень за звичним механізмом:



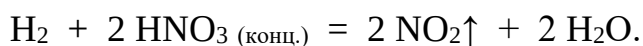
У молекулі нітратної кислоти окисником є атом Нітроген(V), який залежно від концентрації HNO_3 й активності металу може приєднувати від 1 до 8 електронів, утворюючи продукти відновлення:



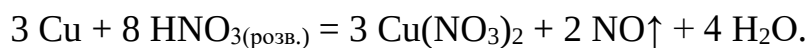
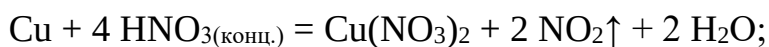
Чим меншою є концентрація нітратної кислоти HNO_3 і сильніший відновник – активні метали, тим глибший процес відновлення нітрогену



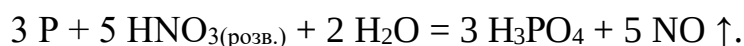
Оскільки нітратна кислота виявляє окисні властивості не залежно від концентрації, метали не відновлюють водень з кислоти, бо:



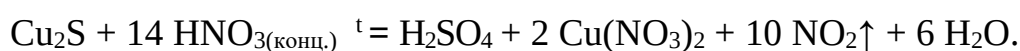
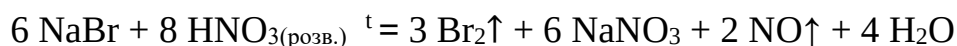
Із малоактивними металами, що в ряду активності розміщені після гідрогену, нітроген відновлюється лише до NO_2 і NO , наприклад з міддю:



Концентрована та розведена нітратна кислота як окисник взаємодіє з неметалами:



Нітратна кислота виявляє окисні властивості й зі складними речовинами:



Алгоритми складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Окисно-відновні реакції складають двома традиційними методами:

- електронного балансу (метод обчислення зміни ступенів окиснення);
- йонно-електронного балансу (метод напівреакцій).

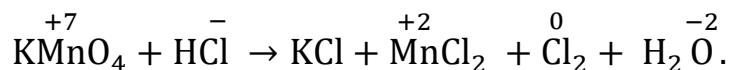
Обидва методи ґрунтуються на умові, що в окисно-відновних реакціях кількість електронів, відданих відновником, дорівнює кількості електронів, приєднаних окисником. Електронний баланс розраховують, визначивши найменше спільне кратне число, на яке ділять кількість відданих відновником і прийнятих окисником електронів, і, відповідно, встановлюють кількість молекул окисника та відновника, що беруть участь у реакції.

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу (підрахунку зміни ступенів окиснення) треба дотримуватися такого порядку дій:

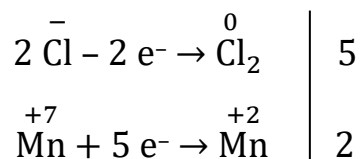
1. Записати схему реакції.



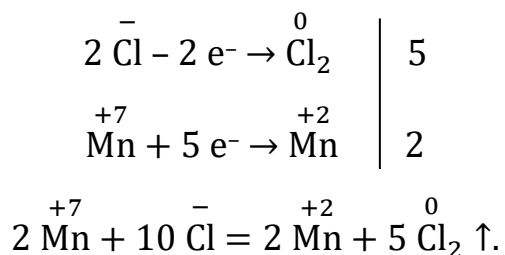
2. Визначити сполуки окисника та відновника і записати над їхніми формулами ступені окиснення елементів, у яких вони змінюються.



3. Записати дві напівреакції процесів окиснення та відновлення і визначити число електронів, відданих відновником і приєднаних окисником.



4. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.



5. Підібрати коефіцієнти для решти сполук, які брали участь у реакції. Спочатку визначити коефіцієнти для усіх катіонів, а потім для аніонів. За балансом атомів гідрогену визначити кількість молекул води.

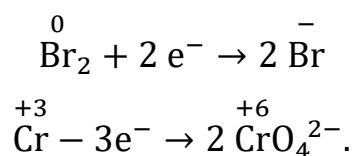
6. Перевірити правильність запису рівняння за загальною кількістю атомів кисню в лівій і правій його частинах.

Методом напівреакцій (йонно-електронного балансу) рівняння окисно-відновних реакцій складають, дотримуючись такого порядку дій:

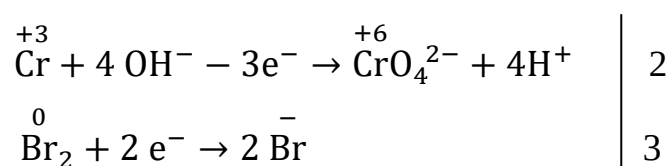
1. Зважаючи на властивості реагентів, встановити склад продуктів реакції і записати схему реакції:



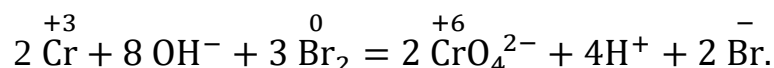
2. Визначити елементи, які змінюють ступені окиснення, та йони, у складі яких вони містяться, і записати йонні рівняння:



3. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних елементами електронів, визначити коефіцієнти для сполук, в яких елементи змінюють ступінь окиснення. Як видно з другої напівреакції, щоб йон Cr^{3+} перетворити на йон CrO_4^{2-} треба приєднати до нього атоми кисню, які в лужному середовищі можуть надати групи OH^- .



4. Підсумувати обидві напівреакції і скласти йонну схему рівняння, та записати коефіцієнти у схему рівняння.

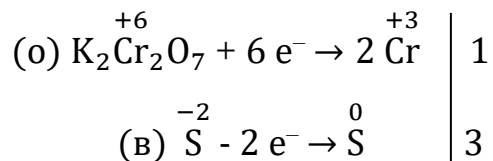
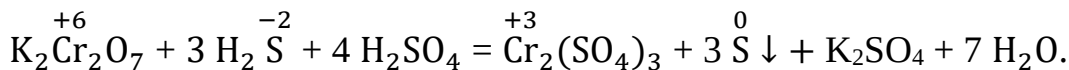


5. Записати повне молекулярне рівняння з коефіцієнтами та перевірити правильність запису за загальною кількістю атомів кисню в лівій і правій його частинах.



Розрахунок молярної маси еквівалентів у ОВ реакціях

В окисно-відновних реакціях окисники та відновники взаємодіють згідно із законом еквівалентів у чітко визначених кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам. У визначенні еквівалентів сполук – як окисника, так і відновника – враховують кількість відданих або приєднаних електронів, а не валентність або вміст у сполуках елементів, які змінюють ступені окиснення.



Молярна маса еквівалентів $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$M_{\text{E}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{M}{(+)\text{ne}^-} = \frac{2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16}{6} = 49 \text{ (г/моль)}.$$

Молярна маса еквівалентів H_2S :

$$M_{\text{E}(\text{H}_2\text{S})} = \frac{M}{(-)\text{ne}^-} = \frac{2 + 32}{2} = 17 \text{ (г/моль)}.$$

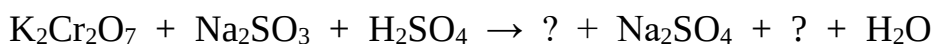
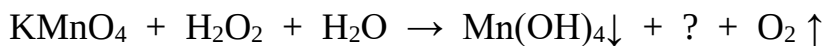
$$\text{Отже, } M_{\text{E}} = \frac{M}{(+)\text{ne}^- \text{ чи } (-)\text{ne}^-}.$$

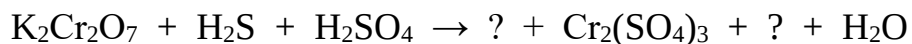
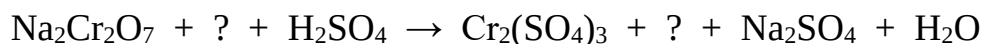
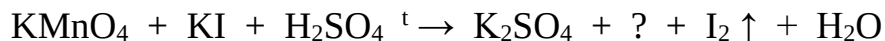
де M – молекулярна маса сполуки окисника або відновника; ne^- – число відданих чи приєднаних електронів атомом у молекулі.

Отже, еквіваленти окисників і відновників обчислюють як відношення їхньої молекулярної маси до кількості відданих або приєднаних електронів у окисно-відновному процесі.

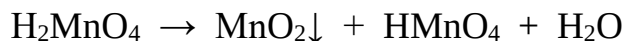
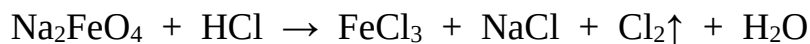
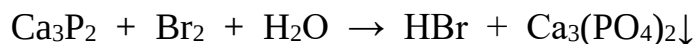
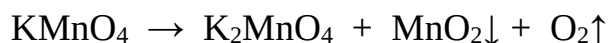
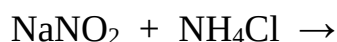
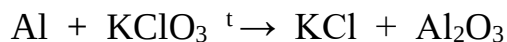
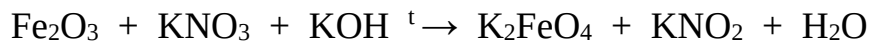
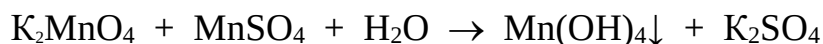
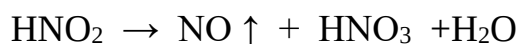
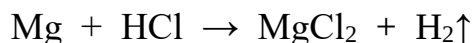
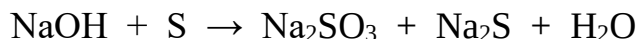
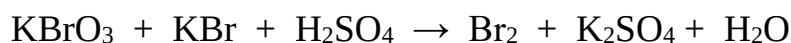
Завдання для перевірки знань

Дописати схеми реакцій і перетворити їх на хімічні рівняння, визначити коефіцієнти методом електронного балансу та назвати окисник і відновник у процесах:

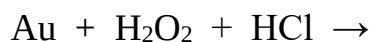
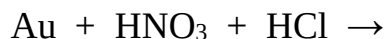
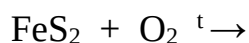


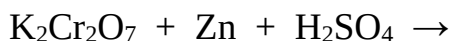
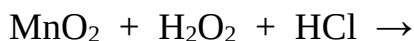
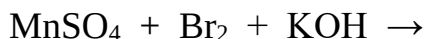
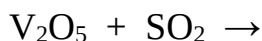
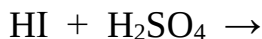
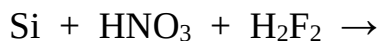


Методом напівреакцій (йонно-електронного балансу) добрати коефіцієнти і перетворити схеми на рівняння реакцій. Серед наведених окисно-відновних реакцій вказати реакції диспропорціонування:

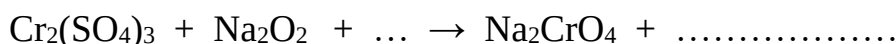
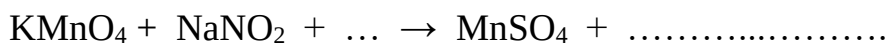
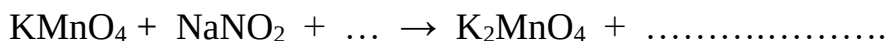
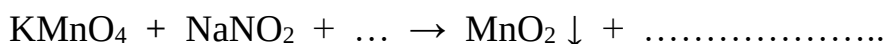


Дописати схеми реакцій і перетворити їх на хімічні рівняння, добрати коефіцієнти методом електронного балансу та назвати окисник і відновник:





Дописати схеми реакцій і перетворити їх на хімічні рівняння, визначити середовище, у якому відбувається окисно-відновний процес, добрати коефіцієнти методом електронного балансу:



Розрахункові задачі

1. Внаслідок термічного розкладу технічного меркурій нітрату масою 16 г утворилася суміш газів об'ємом 2,9 л (н. у.), яку пропустили через розчин калій гідроксиду. Об'єм газів зменшився на 1,9 л. Обчислити масову частку домішок (у %) у солі меркурій нітраті.

2. На калій перманганат кількістю речовини 0,18 моль подіяли надлишком концентрованої хлоридної кислоти. Внаслідок взаємодії утворився хлор об'ємом 8,2 л ($P = 112,2 \text{ кПа}$, $t = 27^\circ\text{C}$). Обчислити вихід хлору від теоретично можливого.

3. Внаслідок взаємодії калій дихромату із сірководнем у розчині (за наявності сульфатної кислоти) одержали осад нерозчинної речовини масою 22,4 г. Осад відфільтрували та додали до нього концентровану сульфатну кислоту з надлишком. Обчислити об'єм газу, який утворився в результаті хімічної реакції.

4. Обчислити масу «бромної води», необхідної для окиснення в розчині ферум(II) сульфату масою 15,2 г за наявності сульфатної кислоти, якщо у воді масою 100 г (за $t = 20^{\circ}\text{C}$) розчиняється бром масою 3,6 г.

5. Обчислити масу золота, необхідну для реакції з «царською водою», внаслідок якої утворився газ об'ємом 28 л ($P = 97 \text{ кПа}$, $t = 25^{\circ}\text{C}$).

6. Внаслідок розкладу технічного калій перманганату масою 15 г утворився газ об'ємом 0,92 л (за н. у.). Обчислити склад суміші після розкладу солі. Обчислити об'єм розчину HCl ($\rho = 1,169 \text{ г/мл}$ і $\omega = 34 \%$), необхідний для взаємодії з одержаним твердим залишком.

7. Внаслідок термічного розкладу технічного натрій нітрату масою 19 г утворився газ об'ємом 1,9 л ($t = 15^{\circ}\text{C}$, $P = 755 \text{ мм рт. ст.}$). Обчислити склад твердої суміші, що утворилася після розкладу солі.

8. Розчин гідроген пероксиду ($\omega = 5 \%$) масою 204 г підкислили розчином сульфатної кислоти. До одержаного розчину додали 1,5 М розчин калій перманганату об'ємом 100 мл. Обчислити об'єм утвореного внаслідок взаємодії газу (за н.у.).

9. Для взаємодії із сумішшю солей ферум(II) сульфату і ферум(III) сульфату масою 50 г (у середовищі сульфатної кислоти) використали розчин калій перманганату, маса солі в якому – 7,9 г. Обчислити масову частку (%) солі ферум(III) сульфату в початковій суміші.

10. До розчину, утвореного внаслідок окиснення сульфур(IV) оксиду «хлорною водою», додали розчин барій нітрату в надлишку та одержали осад нерозчинної речовини масою 4,66 г. Обчислити об'єм (за н. у.) окисненого сульфур(IV) оксиду.

11. Обчислити об'єм повітря (н. у.), витраченого для окиснення сірководню, якщо утвореного внаслідок реакції сульфур(IV) оксиду вистачить для відновлення у водному розчині ферум(III) сульфату масою 200 г до ферум(II) сульфату.

12. Суміш газів об'ємом 15,68 л (н. у.), одержаних внаслідок взаємодії концентрованої сульфатної кислоти із сумішшю міді та вуглецю, пропустили крізь водний розчин калій перманганату. У процесі взаємодії утворилася сіль манган сульфат кількістю речовини 0,22 моль. Обчислити масові частки міді та вуглецю у суміші, а також об'ємні частки газів у початковій суміші.

Лабораторна робота №5

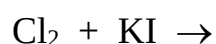
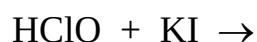
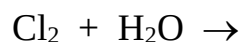
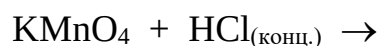
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення

Дослід 1 (виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку внести шпателем кілька кристалів калій перманганату і обережно долити концентровану хлоридну кислоту об'ємом 1 мл. До отвору пробірки піднести смужку фільтрувального паперу, змочену розчином калій йодиду.

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронні баланси та добрати коефіцієнти:



Дослід 2 (виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку внести шпателем невелику кількість порошку магнію та обережно додати кілька краплин концентрованої нітратної кислоти.

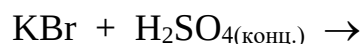
Записати спостереження та рівняння реакції, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:



Дослід 3 (виконувати у витяжній шафі)

У дві сухі пробірки окремо насипати шпателем невелику кількість кристалічних KBr і KI. У кожну пробірку додати розчин (1 : 2) нітратної (або концентрованої сульфатної) кислоти об'ємом 1 мл і обережно нагріти до початку взаємодії.

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронні баланси та добрати коефіцієнти:



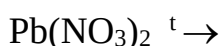


Реакції внутрішньо-молекулярного окиснення-відновлення

Дослід 4 (виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку внести шпателем невелику кількість кристалічного плюмбум(II) нітрату й обережно нагріти.

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:



Дослід 5 (виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку насипати шпателем невелику кількість кристалічного амоній нітриту й обережно нагріти до початку реакції розкладання солі. Утворений азот перевірити за допомогою запаленої скіпки, внесеної у пробірку.

Записати спостереження та рівняння реакції, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:



Реакції диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)

Дослід 6 (виконувати у витяжній шафі)

1. У пробірку налити «бромну воду» об'ємом 0,5 мл і додати розчин натрій гідроксиду об'ємом 0,5 мл:



2. У пробірку налити «йодну воду» об'ємом 0,5 мл і додати розчин натрій гідроксиду об'ємом 0,5 мл:



Залишки реакційних сумішей злити у фарфорову посудину з написом «Злив».

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронні баланси та добрати коефіцієнти.

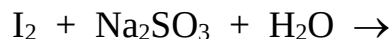
Окисно-відновні властивості галогенів

Дослід 7 (виконувати у витяжній шафі)

1. У пробірку налити «бромну воду» об'ємом 0,5 мл і додати розчин натрій сульфїту об'ємом 0,5 мл:



2. У пробірку налити «йодну воду» об'ємом 0,5 мл і додати розчин натрій сульфїту об'ємом 0,5 мл:

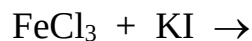


Залишки реакційних сумішей злити у фарфорову посудину з написом «Злив».

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронні баланси та добрати коефіцієнти.

Дослід 8

У пробірку налити розчин ферум(III) хлориду об'ємом 0,5 мл і краплями додати розчин калій йодиду до зміни забарвлення реакційної суміші.



Залишки реакційної суміші злити у фарфорову посудину з написом «Злив».

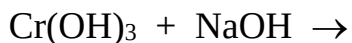
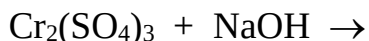
Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:

Окисно-відновні властивості сполук хрому

Дослід 9

У пробірку налити розчин хром(III) сульфату об'ємом 0,5 мл і додати краплями розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш до утворення хром(III) гідроксиду та повної взаємодії його з NaOH до утворення розчинної комплексної солі. Далі долити розчин гідроген пероксиду об'ємом 0,5 мл і для прискорення процесу окиснення Cr^{3+} реакційну суміш можна підігріти.

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:



Дослід 10

У пробірку налити розчини калій дихромату і розведеної нітратної (або сульфатної) кислоти об'ємом по 0,5 мл. Постійно перемішуючи суміш, краплинами додати у пробірку свіжоприготований розчин ферум(II) сульфату до зміни забарвлення реакційної суміші.

Записати спостереження та рівняння реакції, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:

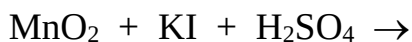
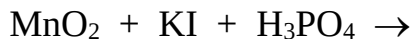


Окисно-відновні властивості сполук мангану

Дослід 11 (виконувати у витяжній шафі)

У пробірку шпателем помістити невелику кількість порошку манган(IV) оксиду, додати 3-5 краплин розчину калій йодиду і краплинами додати розведену фосфатну (або сульфатну) кислоту.

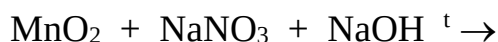
Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:



Дослід 12 (виконувати у витяжній шафі)

У суху пробірку шпателем помістити невелику кількість порошку манган(IV) оксиду, додати невелику кількість кристалічного натрій нітрату і невелику кількість кристалічного натрій гідроксиду (пропорційно до коефіцієнтів у рівнянні реакції). Реакційну суміш у пробірці обережно прогріти і стопити. Після охолодження сплав розчинити у дистильованій воді.

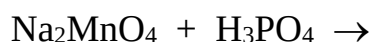
Записати спостереження та рівняння реакції, скласти електронний баланс і добрати коефіцієнти:



Дослід 13

Налити у пробірку 0,5 мл розчину натрій манганату, одержаного у попередньому досліді, та додати кілька крапель розведеної фосфатної (або сульфатної) кислоти.

Записати спостереження, пояснюючи зміни, що відбулися, та відповідні рівняння реакцій, скласти електронні баланси та добрати коефіцієнти:



Дослід 14 (виконувати у витяжній шафі)

У три пробірки налити розчин калій перманганату об'ємом по 0,5 мл.

У першу пробірку додати розчин натрій нітриту і залишити у штативі.

У другу пробірку додати розведену фосфатну (або сульфатну) кислоту і краплинами додавати розчин натрій нітриту, перемішуючи до зміни забарвлення реакційної суміші.

У третю пробірку додати концентрований розчин калій гідроксиду об'ємом 2 мл і, перемішуючи реакційну суміш, додати розчин натрій нітриту. Реакційну суміш у пробірці обережно нагріти до зміни її забарвлення.

Записати спостереження та рівняння реакції, скласти електронні баланси та добрати коефіцієнти:



ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

План до теми:

1. Окисно-відновні потенціали, стандартний окисно-відновний потенціал.
2. Електродний потенціал і його виникнення. Рівняння В.-Ф. Г. Нернста.
3. Стандартний електродний потенціал. Водневий електрод. Електрохімічний ряд напруг металів.
4. Гальванічний елемент (елемент Якобі-Данієля).
5. Електроліз. Закони електролізу.
6. Електроліз розтопів і водних розчинів електролітів. Катодні та анодні процеси.
7. Вторинні джерела струму. Акумулятори. Свинцевий кислотний акумулятор.

ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

Наука *електрохімія* вивчає процеси, які відбуваються внаслідок перетворення електричної енергії на хімічну чи хімічної енергії на електричну, а також закономірності перетворення цих форм енергії.

У цьому розділі фізичної хімії вивчають реакції, що відбуваються завдяки наданій ззовні електричній енергії, а також реакції, внаслідок яких одержують електричну енергію (тобто хімічні реакції є джерелом енергії, наприклад, у гальванічних елементах).

Хімічні процеси, які відбуваються під дією постійного електричного струму, називаються *електрохімічними*.

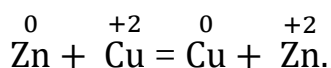
Електрохімічні процеси найбільш поширені у металургії кольорових і рідкісних металів для виробництва алюмінію, мангану, магнію, берилію, натрію, літію, церію, золота, срібла, стибію тощо. Методом електролізу з водних розчинів і розтопів солей та лугів одержують водень, кисень, флуор, хлор, луги, солі-хлорати, а також пероксидні сполуки.

Електрохімічні процеси можливі в *електрохімічних системах*, у складі яких є *розчин або розтоп електроліту* – учасник окисно-відновної реакції – провідник II-го роду з йонною провідністю і занурені

в нього два електроди, з'єднані провідником I-го роду з електронною провідністю.

Провідник (метал), занурений у розчин електроліту, називається **електродом**. Електрохімічна система функціонує, якщо процеси окиснення і відновлення відбуваються на електродах окремо: на **аноді** – окиснення, на **катоді** – відновлення, а в міжелектродній ділянці – розчин або розтоп електроліту. Таким чином у провіднику, що з'єднує електроди (зовнішній ланцюг), виникає постійний електричний струм.

Характерною властивістю металів є їхня здатність лише віддавати електрони, тобто бути лише відновниками. Утворення позитивно заряджених йонів – катіонів виявляється в реакціях відновлення металів з їхніх солей іншими активнішими металами або під час взаємодії з кислотами-неокисниками. Наприклад, якщо цинкову пластинку занурити в розчин купрум(II) сульфату, відбудеться окисно-відновна реакція і поверхня пластинки почне покриватися металічною міддю:



Ця реакція відбувається у гальванічному елементі, в якому цинкова пластина (один електрод) занурена в розчин цинк(II) сульфату, а мідна (другий електрод) – у розчин купрум(II) сульфату. Сполучивши цинковий та мідний електроди з гальванометром і з'єднавши розчини U-подібною трубкою, заповненою розчином електроліту KNO_3 , створюють гальванічний елемент (елемент Якобі-Данієля, рис. 14).

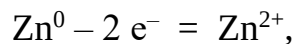


Рис. 14. Схема мідно-цинкового гальванічного елемента.

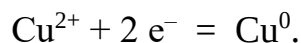
Після встановлення контакту у гальванічному колі стрілка гальванометра відхиляється у напрямку до мідного електрода. Це свідчить, що під час роботи гальванічного елемента електрони рухаються від цинкового електрода до мідного, тобто внаслідок

спрямованого потоку електронів виникає електричний струм. Отже, *гальванічний елемент* – це прилад, у якому хімічна енергія окисно-відновної реакції перетворюється на електричну.

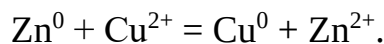
На цинковому електроді елемента Якобі-Даніеля відбувається процес окиснення цинку, і його атоми перетворюються на йони:



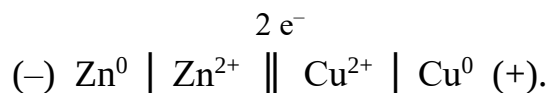
а вивільнені електрони по провіднику переміщуються на мідний електрод, де відбувається процес відновлення – катіони купрум(II) розряджаються, і утворюється металічна мідь:



Сумарне рівняння реакції, внаслідок якої у колі виникає електричний струм, має вигляд:



Схематично гальванічний елемент Якобі-Даніеля зображують так:



У розчині катіони Zn^{2+} і Cu^{2+} переміщуються від цинкового аноду до мідного катоду, на якому відновлюється мідь Cu^0 , а аніони SO_4^{2-} – у протилежному напрямку. Спрямований потік електронів, що рухається від відновника до окисника не безпосередньо, а по зовнішньому колу як провіднику і є електричним струмом.

Електричний струм, що проходить по зовнішньому колу гальванічного елемента, здатний виконувати корисну роботу. Величина роботи, яка виконується внаслідок перетворення хімічної енергії окисно-відновної реакції у гальванічному елементі, залежить від величини струму, який виникає в цьому елементі. Зі збільшенням опору зовнішнього кола виділятиметься лише «некорисна» теплота, а корисна робота не виконуватиметься.

Сполучивши гальванічний елемент з електромотором, ротор якого обертається з такою швидкістю, що розвинута ним електрорушійна сила (е. р. с.) зрівноважує е. р. с. гальванічного елемента, теплова втрата стає мінімальною, а робота, навпаки – максимальною A_{max} . Такого самого результату досягають, компенсуючи е. р. с. даного елемента

електрорушійною силою іншого елемента. Якщо е. р. с. гальванічного елемента повністю скомпенсована, то виконується максимальна робота.

За сталих температури і тиску максимальна робота, яка виконується під час реакції, дорівнює зміні енергії Гіббса ΔG цієї реакції, взятій з протилежним знаком (знак «мінус» означає, що процес може відбуватися самочинно). Тож, електрони переміщуватимуться в тому напрямку, який відповідатиме від'ємному знаку ΔG .

Робота електричного струму, який виникає у гальванічному елементі внаслідок відновлення та окиснення n еквівалентів речовини, дорівнює

$$A = -\Delta G = n \cdot F \cdot E,$$

де $F = 96\,500$ Кл/моль – число Фарадея; E – е. р. с. гальванічного елемента.

Електрорушійною силою гальванічного елемента називається максимальне значення напруги гальванічного елемента. Електрорушійна сила гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів між його електродами. Різниця потенціалів (стрибок потенціалу), що виникає на межі поділу електрод – розчин, називається **електродним потенціалом**.

Отже, зміна енергії Гіббса окисно-відновних процесів є джерелом е. р. с. гальванічних елементів. За величиною E можна робити висновки про зміну енергії Гіббса ΔG (обчислити за рівнянням) і передбачати напрямок перенесення електронів.

Використовуючи гальванічний елемент, вільну енергію ΔG реакції можна перетворити на електричну (теоретично повністю).

Робота хімічної реакції, що відбувається в гальванічному елементі за стандартних умов, дорівнює

$$-\Delta G^0 = n \cdot F \cdot E^0,$$

де E^0 – стандартна е. р. с. гальванічного елемента за умови, що всі реагенти перебувають у стандартному стані, тобто за будь-якої сталої температури і тиску 101,3 кПа (1 атм).

Оскільки стандартна зміна енергії Гіббса хімічної реакції пов'язана з константою її рівноваги

$$\Delta G^0 = - (R \cdot T \cdot \ln K),$$

то й стандартну е. р. с. гальванічного елемента можна пов'язати з константою рівноваги реакції, яка відбувається в ньому:

$$R \cdot T \cdot \ln K = n \cdot F \cdot E^0.$$

Величину е. р. с. можна обчислити за різницею стандартних електродних (окисно-відновних) потенціалів φ^0 . Так, для реакції, що відбувається в елементі Якобі-Данієля,

$$E^0 = \varphi^0_{\text{Cu}} - \varphi^0_{\text{Zn}}.$$

Для обчислення E від величини потенціалу катоду слід відняти величину потенціалу аноду, враховуючи, що у гальванічному елементі катодом є позитивно заряджений електрод, анодом – негативно заряджений електрод.

Якщо стандартна е. р. с. гальванічного елемента E^0 має додатне значення ($\Delta G^0 < 0$), то реакція відбувається у прямому напрямку, а якщо від’ємне – у протилежному.

Виміряти абсолютні значення φ неможливо, бо у будь-якому гальванічному елементі одночасно відбуваються дві електродні реакції, і його напруга дорівнює різниці електродних потенціалів. Тому на практиці користуються відносними електродними потенціалами. Електродом порівняння є стандартний водневий електрод, потенціал якого умовно дорівнює нулю.

Стандартний водневий електрод – це платинова пластинка, насичена воднем за 25°C і тиску 101,3 кПа, занурена в розчин кислоти, у якому активність йонів H^+ $a = 1$. На водневому електроді може відбуватися або приєднання електронів до H^+ з утворенням водню, або процес відщеплення електронів, і перетворення водню на йони:



і залежно від того, електрони прямують до електрода, чи від нього.

Окисно-відновним електродним потенціалом або редокс-потенціалом системи називають різницю потенціалів між електродом, зануреним у суміш окисненої (Ox) та відновленої (Red) форм досліджуваного елемента, що містяться в розчині, і стандартним водневим електродом.

Стандартний електродний потенціал – це значення потенціалу за стандартних умов і активності окисненої форми та відновленої форми (що дорівнює одиниці) елемента, який бере участь у реакції.

Оскільки електрохімічні процеси відбуваються переважно не за стандартних умов, і активності речовин у досліджуваному розчині не

дорівнюють одиниці, то є. р. с. гальванічного елемента, який складається з водневого та досліджуваного електродів, наприклад електрода $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$, обчислюють за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}},$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал; R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура; n – число електронів, що беруть участь у процесі; F – число Фарадея; і a_{Red} – активності, відповідно, окисненої та відновленої форм елементів, що беруть участь у процесі.

У таблиці (додаток Н) наведено значення стандартних електродних потенціалів φ^0_{298} відносно водневого електрода для напівреакцій у порядку зменшення значень від'ємного потенціалу, що відповідає зменшенню відновної та збільшенню окисної активності елементів.

Потенціал φ металевого електрода, зануреного в розчин солі того самого металу з активністю a , можна обчислити за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln a_{\text{Me}^{n+}}.$$

Із врахуванням значень сталих величин $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ і $F = 96\,500 \text{ Кл}/\text{моль}$ для розведених розчинів за стандартних умов, це рівняння набуває вигляд:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg[\text{Me}^{n+}].$$

За стандартними електродними потенціалами можна визначити напрямок, у якому окисно-відновні реакції відбуваються самочинно. Визначальним чинником у цьому разі, як і для будь-якої хімічної реакції взагалі, є знак зміни енергії Гіббса реакції. Під час роботи гальванічного елемента електрони самочинно переміщуватимуться від негативно зарядженого електрода елемента до позитивно зарядженого, тобто від електрохімічної системи з нижчим значенням електродного потенціалу до системи з вищим його значенням. Це означає, що в гальванічному елементі окисно-відновна реакція самочинно відбуватиметься в тому напрямку, в якому електрохімічна система з вищим значенням електродного потенціалу є окисником.

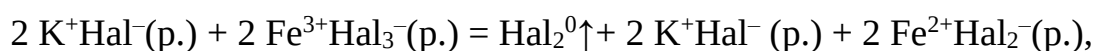
У разі безпосередньої взаємодії речовин можливий напрямок реакції збігається з її напрямком у гальванічному елементі.

Якщо величини φ^0 окисника та відновника значно відрізняються одна від одної, то напрямок реакції повністю визначатиметься їхнім взаємним розміщенням у ряду електрохімічних потенціалів.

Якщо ж між значеннями φ^0 окисника та відновника різниця невелика, напрямок реакції зумовлюється впливом на електродні потенціали концентрації реагентів.

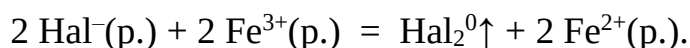
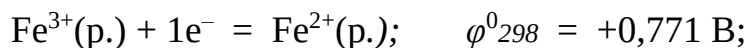
Під час окисно-відновних реакцій концентрації реагентів зменшуються, а концентрації продуктів реакції збільшуються, що приводить до зміни величини потенціалів обох напівреакцій. Електродний потенціал окисника зменшується, а електродний потенціал відновника – збільшується. Стан хімічної рівноваги настає за умови, якщо потенціали обох процесів набувають однакові значення.

Можливість визначення напрямку окисно-відновних реакцій за допомогою табличних значень φ^0_{298} видно з такого прикладу:

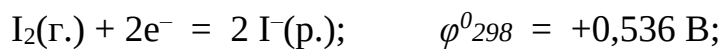
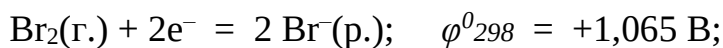
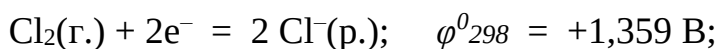
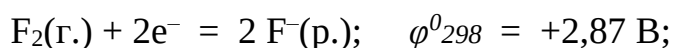


де $\text{Hal} - \text{F, Cl, Br, I}$.

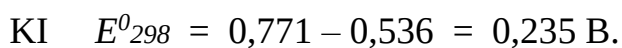
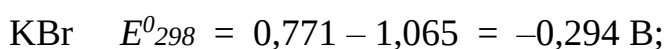
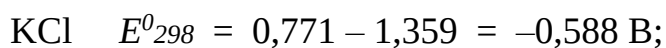
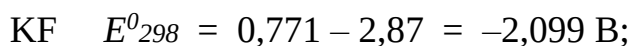
Насамперед треба записати дві напівреакції, кожна з яких має окисно-відновну пару такого виду, як наведено в таблиці:



Для наведеного прикладу використовуємо табличні значення φ^0_{298} для чотирьох електродних напівреакцій, щоб визначити Hal :



та обчислюємо е. р. с. реакції за участю галогенідів:



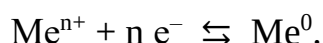
Отже, згідно з розрахунками, відновлювати ферум(III) з його хлориду здатний лише калій йодид, оскільки його $E^0_{298} > 0$.

РЯД ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ

Явище відновлення одних металів іншими металами з їхніх солей вперше було вивчене М.М. Бекетовим у 1865 р. Розмістивши всі метали у порядку послаблення їхньої хімічної активності, він отримав так званий «ряд активності», який ще називають *рядом електрохімічних потенціалів* (додаток П).



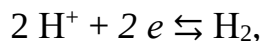
Місце кожного металу в ряду електрохімічних потенціалів точно визначене за величиною стандартного електродного потенціалу процесів, що описуються загальним рівнянням:



Місце того чи іншого металу в ряду електрохімічних потенціалів є характеристикою його здатності до окисно-відновних реакцій за стандартних умов. Йони металів є окисниками, атоми металів – відновниками. Чим далі від початку розміщується метал у ряду електрохімічних потенціалів, тим активнішим окисником у водному розчині є його йони. Чим ближче метал до початку ряду, тим активніше його атоми виявляють відновні властивості.

Усі активні метали, розміщені в ряду електрохімічних потенціалів до водню, здатні відновлювати його з кислот-неокисників.

Потенціал електродного процесу



якщо $\text{pH} = 7$ становить:

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059 \cdot \lg[\text{H}^{+}].$$

Враховуючи, що

$$\lg[\text{H}^{+}] = -\text{pH} \quad (\text{бо } \text{pH} = -\lg[\text{H}^{+}]),$$

а потенціал стандартного водневого електрода в нейтральному середовищі $\varphi^0 = 0$,

$$\varphi = -0,059 \text{ pH}, \quad \text{або} \quad \varphi = -0,059 \times 7 = -0,41 \text{ В.}$$

Отже, лише активні метали, стандартний потенціал яких значно нижчий, ніж $-0,41\text{ В}$, здатні відновлювати водень з води. Ці метали, розміщені на початку ряду електрохімічних потенціалів від Li до Mg , який відновлює водень лише з гарячої води. Метали у ряду від Mg до Cd за стандартних умов не здатні відновлювати водень з води, оскільки на поверхні цих металів є захисні оксидні плівки.

Порівнюючи значення стандартних потенціалів двох металів, можна визначити, який з них буде відновлювати другий метал з розчинів його солей. За стандартними потенціалами двох металів легко визначити е. р. с. утвореного ними гальванічного елемента. Наприклад, якщо пластинки цинку ($\varphi^0 = -0,760\text{ В}$) та срібла ($\varphi^0 = +0,799\text{ В}$), занурені відповідно у розчини цинк нітрату і аргентум нітрату з активностями, близькими до одиниці, то можна обчислити е. р. с. цього гальванічного елемента:

$$E^0 = \varphi^0_{\text{Ag}} - \varphi^0_{\text{Zn}}, \quad E^0 = 0,799 - (-0,760) = 1,559\text{ В}.$$

За значеннями φ^0_{298} можна обчислити константи рівноваги реакцій взаємного відновлення металів й інших редокс-процесів.

Приклад № 1

Напишіть схему гальванічного елемента, що складається з мідного та цинкового електродів, занурених у 1 М розчини солей цих металів. Обчисліть е. р. с. цього елемента. Напишіть рівняння електродних процесів.

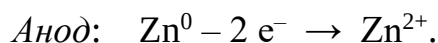
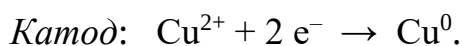
Розв'язок: 1. Випишемо табличні значення стандартних електродних потенціалів міді та цинку (додаток П):

$$\varphi^0 (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0) = 0,35\text{ В}; \quad \varphi^0 (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0) = -0,76\text{ В}.$$

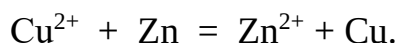
Оскільки

$$\varphi^0 (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0) > \varphi^0 (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0),$$

то на мідному електроді (катод) відбувається процес відновлення, а на цинковому електроді (анод) – процес окиснення.



Під час роботи такого елемента відбувається реакція:

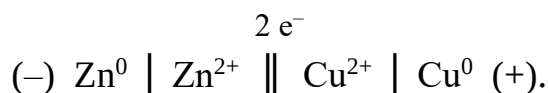


2. Е. р. с. мідно-цинкового гальванічного елемента визначимо за формулою:

$$E^0 = \varphi_K^0 - \varphi_A^0,$$

$$E^0 = 0,35 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,11 \text{ В}.$$

Схема гальванічного елемента:



ЕЛЕКТРОЛІЗ

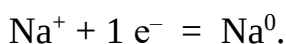
Окисно-відновні процеси, які відбуваються на електродах внаслідок пропускання через розчин або розплав речовини постійного електричного струму від зовнішнього джерела, називають *електролізом*.

Процес відновлення катіонів, який відбувається на катоді та має негативний потенціал, називають *катодним* процесом, а процес окиснення аніонів, який відбувається на аноді та має позитивний потенціал – *анодним*. Ці процеси залежать від багатьох чинників: природи окисника та відновника, природи електродів концентрації йонів, розчинника, температури тощо.

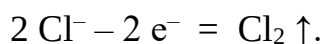
Усі активні метали, які легко окиснюються – Na, K, Ca, Mg тощо, одержують електролізом із розтопів їхніх солей або основ.

Електроліз розтопів солей

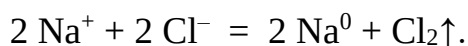
Під час проходження електричного струму від зовнішнього джерела крізь розплав NaCl катіони рухаються до негативно зарядженого електрода, де відновлюються, приєднуючи електрони, що надходять по зовнішньому колу:



Аніони Cl^- рухаються до позитивно зарядженого електрода, де окиснюються, віддаючи надлишкові електрони:



Отже, сумарне рівняння окисно-відновної реакції, що відбувається під час електролізу розтопу NaCl, має вигляд:



Процес електролізу не може відбуватися самочинно, для його здійснення потрібна підведена ззовні енергія електричного струму, на

відміну від гальванічного елемента у якому навпаки – енергія хімічної реакції, що відбувається самочинно, перетворюється на електричну. Тому електроди у процесі електролізу мають протилежні знаки зарядів, аніж у гальванічному елементі: катод має від’ємний заряд, а анод – додатний.

Електроліз розчинів солей

У процесі електролізу водних розчинів електролітів, у яких одночасно містяться кілька йонів, розрядження їх відбувається у конкретній послідовності: серед катіонів насамперед розряджається той, потенціал розрядження якого має найменше від’ємне значення (найбільше додатне), а з аніонів – той, потенціал розрядження якого має найменше додатне значення (найбільше від’ємне).

Катодні (відновні) процеси

У розчинах кислот: $K(-) H^+, H_2O \rightarrow 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2^0 \uparrow$.

У розчинах солей або лугів: $K(-) Me^{n+}, H_2O \rightarrow Me^{n+} + n e^- \rightarrow Me^0$.

Характер відновного процесу залежить від значення стандартного електродного потенціалу металу.

Анодні (окисні) процеси

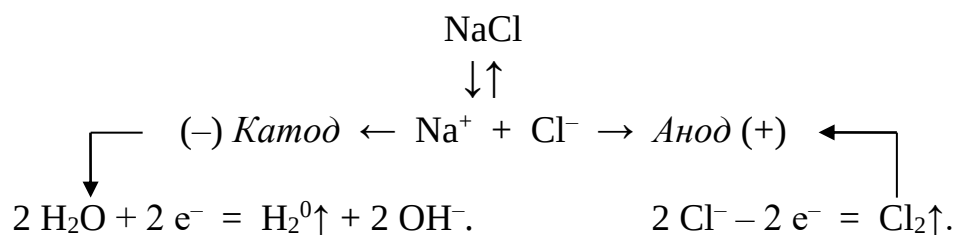
Під час електролізу розчинів використовують розчинні та нерозчинні аноди. Нерозчинні аноди виготовляють з вуглецю або платини, а розчинні – з цинку, міді, нікелю та інших металів. На нерозчинному аноді відбувається окиснення аніонів або молекул води.

Під час проходження електричного струму через водні розчини солей активних металів, розміщених у ряду електрохімічних потенціалів до алюмінію включно, на катоді відновлюватимуться не йони металу, а молекули води.

$Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}, CN^-$	$SO_4^{2-}, NO_2^-, NO_3^-, PO_4^{3-}$
Аніони кислот, що не містять кисень (за винятком F^-), легко окиснюються: $2 Cl^- - 2 e^- = Cl_2 \uparrow$.	Аніони кислот, що містять кисень, не окиснюються, а окиснюється вода: $2 H_2O - 4 e^- = O_2^0 \uparrow + 4 H^+$.

Так, електроліз водного розчину натрій хлориду відбувається з утворенням продуктів H_2 , Cl_2 і $NaOH$ за схемою:

Електроліз водного розчину NaCl

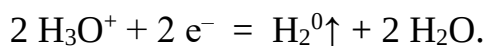


Електродний потенціал процесу відновлення йонів H^+ залежить від їх концентрації: у нейтральних розчинах ($\text{pH} = 7$) електродний потенціал $\varphi = -0,059 \times 7 = -0,41 \text{ В}$. Тож, якщо в електроліті катіон – метал, електродний потенціал якого має значення менше, ніж $-0,41 \text{ В}$, то на катоді з нейтрального розчину електроліту відновлюватиметься метал.

У ряду електрохімічних потенціалів такі метали розміщені поблизу гідрогену (приблизно від Sn до H). Якщо ж катіоном електроліту є метал, електродний потенціал якого має значення більше, ніж $-0,41 \text{ В}$, він не буде відновлюватися, а на катоді відновиться водень. Такі метали розміщені на початку ряду електрохімічних потенціалів (приблизно до Ti). Якщо ж потенціал металу близький до $-0,41 \text{ В}$ (Zn, Cr, Fe, Cd, Ni тощо), то можуть відновлюватися і метал, і водень, залежно від концентрації розчину та умов електролізу.

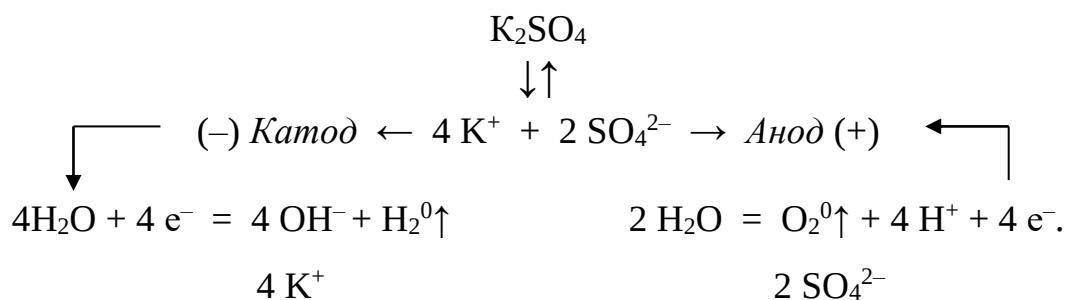
Li, K, Cs, Ba, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Pb	Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au
Катіони цих металів не відновлюються, а відновлюються молекули води: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2^0 \uparrow + 2 \text{OH}^-$	Катіони цих металів відновлюються одночасно з молекулами води, а тому на катоді виділяється і метал, і H_2 .	Лише катіони цих металів легко й повністю відновлюються на катоді.

Із розчинів з кислотним середовищем у процесі електролізу насамперед відновлюються йони гідроксонію:



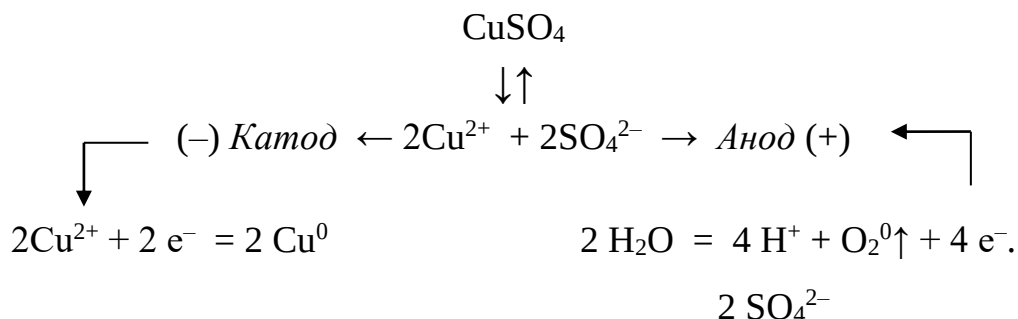
Типові процеси електролізу водних розчинів солей

Електроліз водного розчину K_2SO_4 (анод інертний):



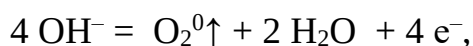
На катоді відновлюється водень, а в катодному просторі нагромаджуються йони OH^- , на аноді виділяється кисень, а в анодному просторі накопичуються йони H^+ . Нагромадження продуктів електролізу водню і кисню біля платинових електродів приводить до того, що ці речовини самі спричиняють виникнення електрорушійної сили, оскільки вони здатні до йонізації. Платина, насичена воднем, поводить себе як водневий електрод, а насичена киснем – як кисневий. Відповідно, е. р. с. цих процесів спрямована у протилежному напрямку, ніж е. р. с. зовнішнього кола. Це явище називається *хімічною поляризацією*.

*Електроліз водного розчину CuSO_4
(анод інертний):*

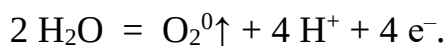


Оскільки під час електролізу матеріал аноду може окиснюватися, то розрізняють електроліз з інертним і з активним анодами. Анод, матеріал якого не окиснюється під час електролізу, називається *інертним*. Найчастіше інертні аноди виготовляють з графіту, вугілля, платини. Анод, матеріал якого здатний окиснюватися під час електролізу, називається *активним*.

Під час електролізу водних розчинів лугів, оксигеновмісних кислот і їхніх солей, флуоридної кислоти і флуоридів на інертному аноді процес окиснення води з виділенням кисню *залежить від рН середовища*. Так, у лужному середовищі окиснюються гідроксид-йони з утворенням молекулярного кисню і води:

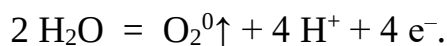


а в кислотному або нейтральному – молекули води розкладаються на молекулярний кисень та йони H^+ :



Оксигеновмісні аніони (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} тощо) або взагалі не здатні до окиснення, або потребують дуже високих потенціалів. Наприклад φ_{298}^0 окиснення йона SO_4^{2-} до $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ становить 2,010 В, що набагато перевищує φ_{298}^0 окиснення молекул води – 1,228 В. Тож, у цьому випадку електрохімічне окиснення води є енергетично вигіднішим процесом.

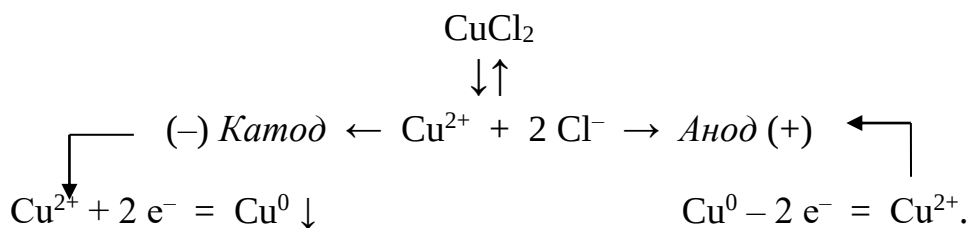
Під час електролізу водних розчинів безоксигенових кислот і їхніх солей, за винятком флуоридної кислоти і флуоридів, на аноді розряджаються аніони. Позаяк потенціал розрядження йонів, як відомо, залежить від їхньої концентрації, то за достатньо великої або малої концентрації йонів послідовність потенціалів їх розрядження може змінюватися. Наприклад, у водному розчині, що містить йони Cl^- , за достатньої концентрації вони окиснюються на аноді до Cl_2 , а за недостатньої концентрації йонів Cl^- – окиснюються молекули води з утворенням O_2 і йонів H^+ :



До того ж у кислотному, нейтральному і слабо лужному середовищах на аноді кисень виділяється внаслідок окиснення молекул води, а в лужному середовищі – внаслідок окиснення гідроксид-йонів.

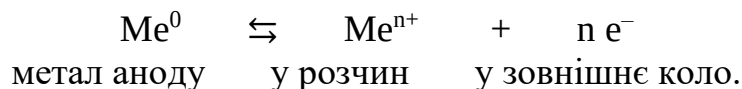
Якщо анод виготовлений з активного металу (активний анод), то на ньому може відбуватися один з трьох окисних процесів: окиснення молекул H_2O з виділенням O_2 , розрядження аніонів, а також електрохімічне окиснення металу аноду. Якщо φ_{298}^0 металу аноду має більш негативне значення, ніж потенціали електрохімічних систем окиснення води і розрядження аніона, то відбуватиметься окиснення металу як енергетично вигідніший процес.

Електроліз водного розчину CuCl_2 з мідним анодом (анод активний):



Електроліз із використанням активного аноду застосовують для одержання металів високої чистоти, а також для покриття одного металу шаром іншого.

Активний анод під час електролізу сам окиснюється, тобто надає електрони у зовнішнє коло. В результаті віддавання електронів металом електрода рівновага між металом і розчином зміщується, і електрод окиснюється:



Закони, які описують процес електролізу, вперше були сформульовані М. Фарадеєм.

Перший закон Фарадея

(М. Фарадей, 1833-1834 р.р.)

Маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна заряду (кількості електрики), який пропущено крізь електроліт або розчин електроліту.

$$m = k \cdot Q,$$

де Q – заряд, Кл; k – коефіцієнт пропорційності, чисельно рівний масі речовини, що виділяється у процесі електролізу проходження заряду 1 Кл, називається електрохімічним еквівалентом і визначається в г/Кл.

Оскільки кількість електрики визначають як

$$Q = I \cdot \tau,$$

де I – сила струму, А, а τ – час електролізу, год, то математичний вираз закону набуває такий вигляд:

$$m = k \cdot I \cdot \tau.$$

Заряд через електроліт у процесі електролізу переносять йони, які мають конкретну масу. Тож, маса речовин, які виділяються на електродах, та заряд, що проходить через електроліт, прямо пропорційні числу йонів, які відновлюються на катоді, або окиснюються на аноді. А масу речовини можна визначити за формулою

$$m = M \cdot n,$$

де M – молярна маса речовини, г/моль; n – кількість речовини, моль.

Кількість речовини йонів, які розряджаються на електроді, залежить від заряду, що пройшов через електроліт, і від заряду йонів.

Другий закон Фарадея

(М. Фарадей, 1833-1834 р.р.)

Внаслідок проходження через розчини різних електролітів однакових кількостей електрики на електродах виділяються речовини у кількостях пропорційних їхнім хімічним еквівалентам.

Це означає, що відношення мас різних речовин, виділених внаслідок проходження однієї й тієї самої кількості електрики, до їхніх еквівалентів є сталими величинами. У разі пропускання через електроліт 96 500 кулонів електрики (або 26,8 (А·год)/моль) виділяється один моль еквіваленту будь-якої речовини. Цю кількість електрики називають 1 Фарадей і позначають буквою F .

$$Q = F \cdot n_{\text{екв.}},$$

або

$$I \cdot \tau = F \cdot n_{\text{екв.}},$$

$$I \cdot \tau = F \cdot \frac{m}{M_{\text{екв.}}}, \quad \text{якщо} \quad n_{\text{екв.}} = \frac{m}{M_{\text{екв.}}}.$$

де $n_{\text{екв.}}$ – кількість еквівалентів речовини, що виділилася на електроді; m – маса речовини, що виділилася на електроді, г; $M_{\text{екв.}}$ – молярна маса еквівалента речовини, г/моль.

За другим законом М. Фарадея виконують розрахунки для електрохімічних виробництв, а також безпосередньо визначають маси хімічних еквівалентів різних елементів.

Результати дослідження процесу електролізу дали змогу порівнювати речовини за стійкістю. Стійкі сполуки важче піддаються електролізу, ніж сполуки зі слабкими зв'язками між атомами. Так, за величинами напруг розкладання цинк хлориду (2,12 В) і магній хлориду (2,92 В) можна зробити висновок, що сполука MgCl_2 стійкіша, ніж ZnCl_2 .

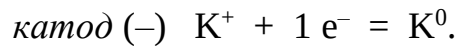
Приклад № 1

Напишіть рівняння реакції електролізу розтопу калій броміду.

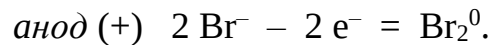
Розв'язок. У розтопі калій бромід дисоціює на йони:



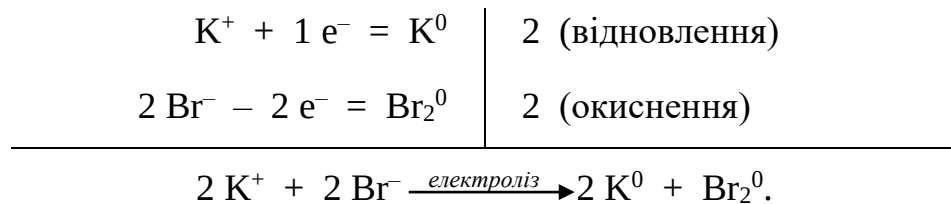
Катіони K^+ , що утворюються під дією електричного струму, переміщуються до негативного електроду (катода) і, приймаючи від нього електрони, відновлюються:



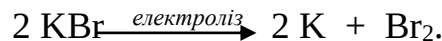
Негативно заряджені бромід-йони під дією електричного поля переміщуються до аноду, віддають електрони й окиснюються:



Додаємо йонні рівняння процесів відновлення та окиснення і складаємо баланс електронів, які беруть участь у катодному та анодному процесах:



Молекулярне рівняння процесу електролізу має вигляд:



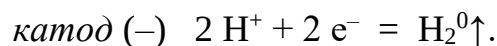
Приклад № 2

Напишіть рівняння реакцій електролізу водного розчину сульфатної кислоти з інертними електродами.

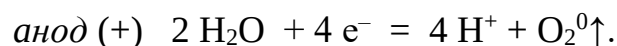
Розв'язок: У водному розчині сульфатна кислота практично повністю дисоціює на йони поетапно:



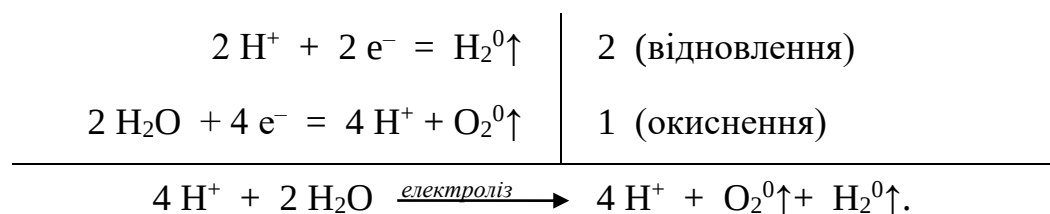
Під час пропускання постійного електричного струму крізь розчин до катоду переміщуються йони H^+ , які й відновлюються:



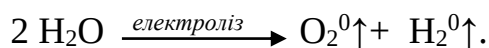
Поблизу аноду скупчуються сульфат-йони, проте вони не окиснюються у водних розчинах, бо вода окиснюється першою:



Складаємо сумарне рівняння реакцій електролізу:



Виключаючи з правої і лівої частин однакові кількості речовин однойменних йонів, отримуємо:



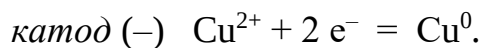
Приклад № 3

Які процеси відбуваються на електродах під час електролізу водного розчину купрум(II) хлориду з інертними електродами?

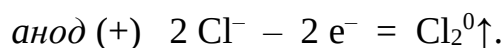
Розв'язок. У розчині купрум(II) хлорид дисоціює на йони:



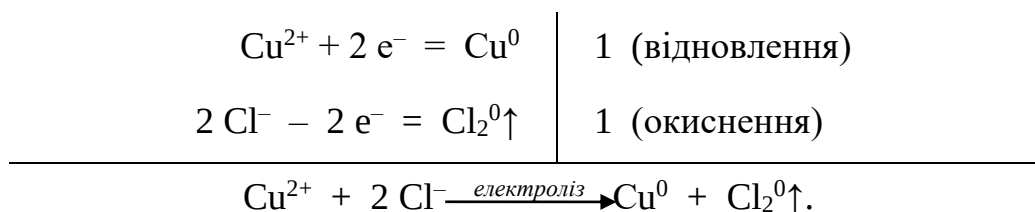
φ_{298}^0 мідного електрода додатне (0,34 В), отже, йони купрум(II) легко відновлюються у водних розчинах:



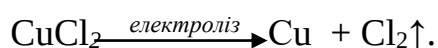
Хлорид-аніони, як і багато інших аніонів безоксигенових кислот, окиснюються у водних розчинах:



Сумарне рівняння процесу:



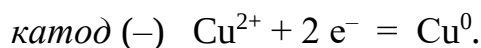
або



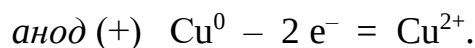
Приклад № 4

Напишіть рівняння реакції електролізу водного розчину купрум(II) сульфату з активними мідними електродами.

Розв'язок. На катоді катіони Купрум(II): відновлюються до міді:



У випадку використання мідних електродів анодний процес буде пов'язаний з окисненням металу електрода:



На аноді внаслідок процесу окиснення мідь перетворюється на катіони, які потрапляють у розчин, і така сама кількість речовини міді

(за винятком втрат) відновлюється на катоді. Тож, сумарне рівняння реакції електролізу з активним анодом написати не можна.

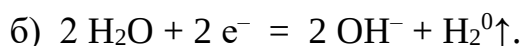
Приклад № 5

Які реакції відбуваються на електродах під час електролізу водного розчину нікель(II) нітрату з інертними електродами?

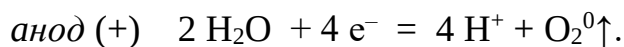
Розв'язок. У розчині нікель(II) нітрату містяться йони:



Під час електролізу поблизу катоду є катіони нікель(II) і вода. Оскільки стандартний електродний потенціал нікелевого електрода становить $-0,25 \text{ В}$, то на катоді відбуватимуться паралельно два процеси: відновлення металу нікелю і водню з води:



Нітрат-йони скупчуються поблизу аноду, проте першою окисниться вода:



Під час здійснення на одному з електродів кількох паралельних процесів сумарне рівняння реакції записати складно: бо в цьому випадку невідомо, наприклад, яка кількість електрики затрачена на реакцію відновлення металу (а), а яка – на реакцію відновлення водню з води (б).

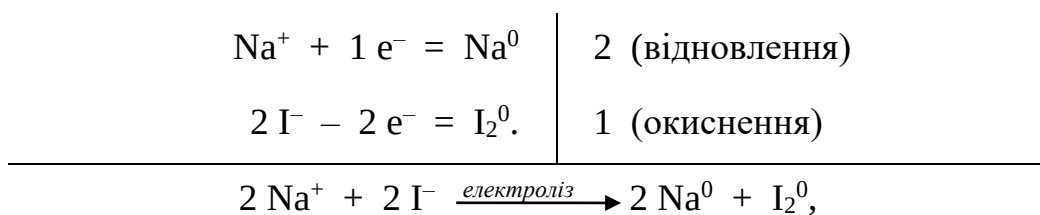
Приклад № 6

Яка маса натрію відновиться на катоді під час електролізу розтопу натрій йодиду, якщо на аноді утворився йод масою 762 г ?

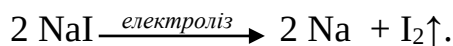
Розв'язок. Записуємо рівняння реакції електролізу. Сіль у розтопі дисоціює на йони:



Процеси на електродах:



або



Визначаємо кількість речовини утвореного йоду:

$$n_{\text{I}_2} = \frac{m_{\text{I}_2}}{M_{\text{I}_2}};$$

$$n_{\text{I}_2} = \frac{762}{254} = 3 \text{ (моль)}.$$

Згідно з рівнянням реакції електролізу:

$$n_{\text{Na}} : n_{\text{I}_2} = 2 : 1;$$

отже,

$$n_{\text{Na}} = 2 \cdot n_{\text{I}_2};$$

$$n_{\text{Na}} = 2 \cdot 3 = 6 \text{ (моль)}.$$

Визначаємо масу одержаного натрію:

$$m_{\text{Na}} = n_{\text{Na}} \cdot A_{\text{rNa}};$$

$$m_{\text{Na}} = 6 \cdot 23 = 138 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 138 г.

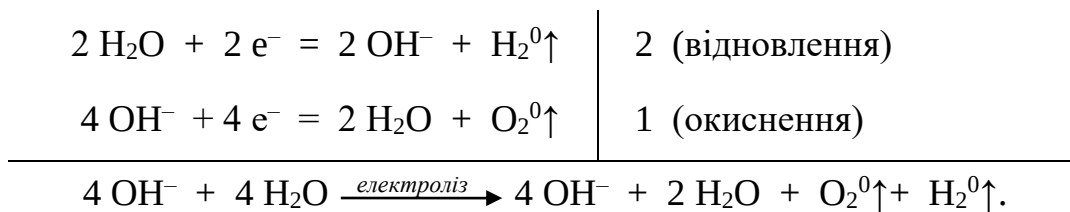
Приклад № 7

Під час електролізу водного розчину калій гідроксиду з інертними електродами на катоді відновився водень, об'єм якого за н. у. становить 11,2 л. Який об'єм кисню утвориться на аноді?

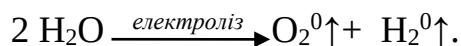
Розв'язок (варіант 1)

Записуємо рівняння реакції електролізу, зважаючи, що на катоді відновлюється водень з води (катіони калію не відновлюються у водних розчинах), а на аноді окиснюються гідроксид-йони.

Складаємо сумарне рівняння реакцій електролізу:



або:



Визначаємо кількість речовини водню, що відновився:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{M}}},$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

Згідно з рівнянням реакції електролізу:

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{1}{2};$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \cdot n_{\text{H}_2};$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \cdot 0,5 = 0,25 \text{ (моль)}.$$

Визначаємо об'єм утвореного кисню:

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot V_{\text{M}};$$

$$V_{\text{O}_2} = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ (л)}.$$

Розв'язок (варіант 2)

Застосовуємо наслідок із закону Авогадро, згідно з яким однакові кількості речовин різних газів за однакових умов займають однаковий об'єм. Тому з рівняння реакції електролізу (див. розв'язок 1) визначаємо:

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{1}{2};$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} V_{\text{H}_2} = \frac{1}{2} \cdot 11,2 = 5,6 \text{ (л)}.$$

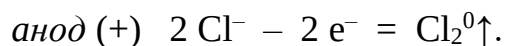
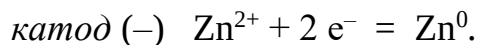
Відповідь: 5,6 л.

Приклад № 8

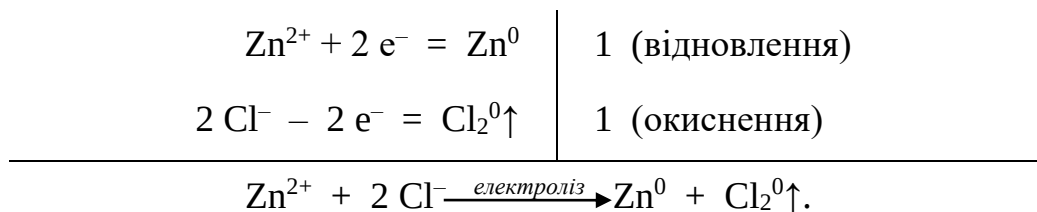
Під час електролізу водного розчину цинк хлориду на аноді утворився хлор об'ємом 26,88 л (н. у.), а на катоді – цинк масою 62,4 г. Вважаючи вихід хлору кількісним, визначте вихід цинку.

Розв'язок. Складаємо рівняння реакції електролізу водного розчину цинк хлориду. Вважатимемо, що вихід цинку є кількісним, тобто вся кількість електрики на катоді витрачена лише на відновлення металу:

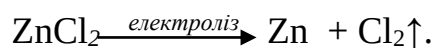




Сумарне рівняння процесу:



або



Визначаємо кількість речовини утвореного хлору:

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{1}{2} \cdot 0,5 = 0,2 \text{ (моль)}.$$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_{\text{M}}};$$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{26,88}{22,4} = 1,2 \text{ (моль)}.$$

Згідно з рівнянням реакції електролізу:

$$n_{\text{Zn}} = n_{\text{Cl}_2};$$

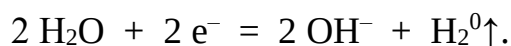
$$n_{\text{Zn}} = 1,2 \text{ (моль)}.$$

Обчислюємо масу цинку, який відновився б (теоретично) за умови його кількісного виходу:

$$m_{\text{теор. Zn}} = n_{\text{Zn}} \cdot A_{\text{r Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = 1,2 \cdot 65 = 78 \text{ (г)}.$$

З умови задачі відомо, що на катоді відновився цинк масою 62,4 г. Ця маса менша від розрахованої, отже частина електрики на катоді була витрачена на відновлення водню з води:



Визначаємо вихід цинку:

$$\eta = \frac{m_{\text{пр. Zn}}}{m_{\text{теор. Zn}}} \cdot 100 \% = \frac{62,4}{78} \cdot 100 \% = 80 \ \%.$$

Відповідь: 80%.

Свинцеві кислотні акумулятори

Гальванічні елементи – хімічні джерела електричної енергії, яка утворюється у них внаслідок переважно незворотних хімічних реакцій, тому їх не можна перезаряджати, і вони є практично одноразовими.

Акумулятори належать до вторинних гальванічних елементів, механізм їх дії ґрунтується на зворотних окисно-відновних процесах, тобто їх можна заряджати і використовувати багаторазово.

Винахід гальванічних елементів багаторазового використання належить вченому Г. Планте (у 1859 р.). Через дві свинцеві (Pb) пластини, покриті плівкою плюмбум оксиду (PbO₂), занурені у розведену сульфатну кислоту, протягом певного часу пропускали електричний струм. Після під'єднання пластин до гальванометра з'ясувалося, що акумулятор почав самостійно виробляти електричний струм і виділяти майже всю енергію, яку на нього подали. Процес зарядження можна повторювати багато разів: елемент незмінно працював справно та не руйнувався.

Сучасний свинцевий кислотний акумулятор складається з пластмасового корпусу, позитивно заряджених свинцевих решіток, покритих плюмбум(IV) оксидом, і негативно заряджених пластин з губчастого свинцю, а також сепаратора, який розділяє ці пластини та пропускає електроліт (рис. 15). У свинцевому кислотному акумуляторі кількість негативно заряджених пластин завжди на одну більша, ніж позитивних, бо вони завжди розташовані на краях. Як електроліт використовують водний розчин H₂SO₄ ($\omega = 35\text{--}40\%$, $\rho = 1,23\text{--}1,27 \text{ г/см}^3$), який з цією концентрацією має максимальну питому електропровідність. Заряджений акумулятор на клеммах має напругу 2 – 2,2 В. Термін дії – 200 – 500 циклів заряджання – розряджання.

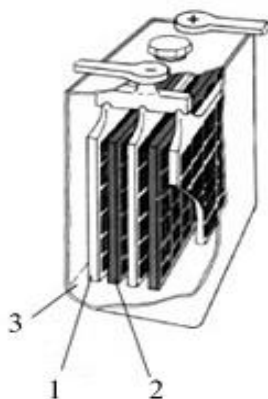


Рис. 15. Свинцевий кислотний акумулятор:
1 – негативно заряджена пластина (свинцева);
2 – позитивно заряджена пластина (з покриттям PbO₂); 3 – корпус.

Схему дії електрохімічної системи свинцевого елемента показано на рис. 16:

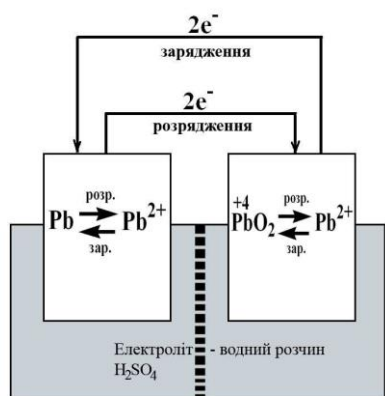
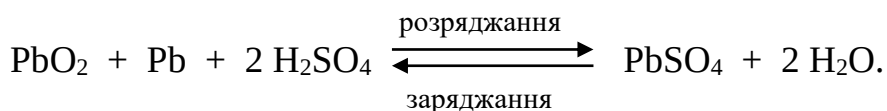


Рис. 16. Схема процесів, які відбуваються на електродах свинцевого кислотного акумулятора.

Катод (–) Pb | H₂SO₄ | PbO₂ (+) Анод

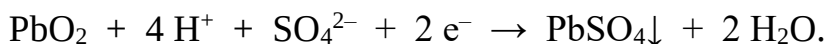
Загальна схема роботи акумулятора має вигляд:



Під час роботи акумулятор розряджається, і в ньому відбувається окисно-відновна реакція, процес окиснення на аноді:



та відновлення на катоді:

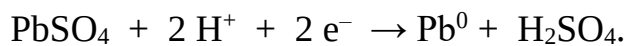


Електрони від атомів металічного свинцю рухаються від анода до катода по зовнішньому колу і приєднуються атомами плюмбуму в PbO₂ у процесі відновлення. У внутрішньому колі – в розчині H₂SO₄ – йони SO₄^{2–} рухаються до анода, а йони H⁺ прямують до катода. Напрямок руху йонів зумовлений електричним полем, створеним електродними процесами, внаслідок яких розчин в усіх його частинах електронейтральний.

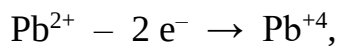
У процесі роботи акумулятора і на аноді, і на катоді утворюється малорозчинний плюмбум(II) сульфат, електроди мають однаковий хімічний склад, і окисно-відновна взаємодія неможлива, бо акумулятор розрядився. Лиш тільки пластини вкриваються шаром малорозчинного плюмбум(II) сульфату, який має дуже низьку питому електричну провідність (10^{–6} см/м), акумулятор припиняє виробляти струм. А з часом на електродах може початися процес сульфатації – поступового перетворення дрібнокристалічного осаду плюмбум сульфату на твердий

шар крупнокристалічного осаду, який перешкодить заряджанню. Тому не можна розряджати акумулятор до напруги нижче 1,7 – 1,8 В (зберігати в розрядженому стані чи систематично недозаряджати), бо пластина свинцевого аноду може потоншати у процесі реакції, втратити міцність і зруйнуватися.

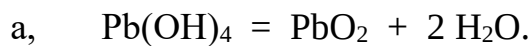
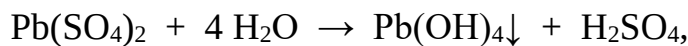
Щоб зарядити акумулятор, його необхідно приєднати до зовнішнього джерела струму, і пропустити через електроліт постійний електричний струм у протилежному напрямку. На свинцевій пластині – катоді (–), з'єднаному з негативним полюсом джерела струму, відбувається процес відновлення металічного свинцю (губчастого):



На аноді (+), з'єднаному з позитивним полюсом, йони Pb^{2+} окиснюються, і утворюється PbO_2 :



Плюмбум(IV) сульфат у водному розчині гідролізує:



Загальна хімічна схема процесу заряджання має вигляд:



Акумулятор зарядиться повністю, якщо катод цілком відновиться до чистого свинцю, а анод окисниться до плюмбум(IV) оксиду. Е. р. с. свинцевого акумулятора досягне 2,1 В, і між електродами виникне найбільша напруга. Напруга під час заряджання вища від е. р. с. Наприкінці процесу заряджання напруга досягає значення достатнього для електролізу води, внаслідок якого починають утворюватися і виділятися водень і кисень. Утворення бульбашок газів (закипання) є ознакою закінчення заряджання акумулятора.

У процесі заряджання концентрація кислоти збільшується, а в процесі розряджання навпаки – зменшується. Тож, ступінь зарядженості акумулятора легко визначають, чітко контролюючи концентрацію кислоти за густиною розчину.

Процес зарядження акумулятора за хімічною суттю – це процес електролізу. Розряджають і заряджають електрохімічні акумулятори зазвичай невеликими струмами і достатньо тривалий час – протягом кількох годин.

Існує кілька типів свинцевих кислотних акумуляторів:

- стартерні або пускові (ємністю від 5 до 200 А·год, напругою 6 В і 12 В), які використовують в автомобілях;
- тягові (ємністю від 40 до 1200 А·год), які використовують у залізничному транспорті;
- стаціонарні батареї (ємністю від 40 до 5000 А·год).

Свинцеві кислотні акумулятори досить економічні, вони дають можливість одержувати струм значної сили. Однак вони часто псуються, недовговічні та схильні до саморозрядження.

До того ж, свинець – порівняно рідкісний і дорогий метал, а електроліт має бути дуже чистим (у розчині не повинно бути домішок йонів Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} та інших металів, тому що ці йони можуть спричинити утворення «містків» (дендритів) між електродами, коротке замикання і саморозрядження). А сульфатна кислота – небезпечна у використанні.

Лужні акумулятори

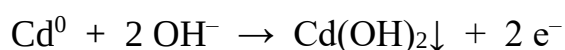
Найпоширенішими акумуляторами з лужним електролітом є нікель-кадмієві (Ni - Cd) і нікель-залізні (Ni - Fe) акумулятори.

У лужних (Ni - Cd) акумуляторах використовують ламелеві електроди – пласкі коробки з отворами, заповнені активними масами: електрод (+) зарядженого акумулятора містить гідратований нікель(III) оксид $\text{Ni}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (NiOOH) і графіт для підвищення електропровідності, а електрод (–) містить суміш губчастого кадмію та порошку заліза. У нікель-залізних (Ni - Fe) акумуляторах анод містить порошок відновленого заліза.

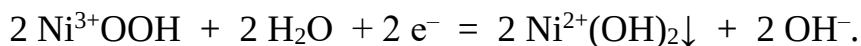
Як електроліт використовують розчин калій гідроксиду KOH ($\omega = 20\text{--}23\%$, $\rho = 1,21 \text{ г/см}^3$), який містить невелику кількість LiOH.

Під час роботи (Ni - Cd) акумулятор розряджається, і в ньому відбувається окисно-відновна реакція.

На аноді – процес окиснення:

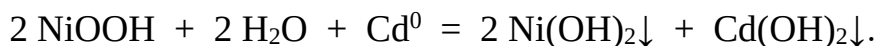


та процес відновлення на катоді:

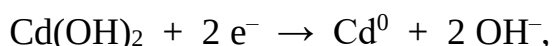


По зовнішньому колу електрони рухаються від кадмієвого анода (–) до нікелевого катода (+).

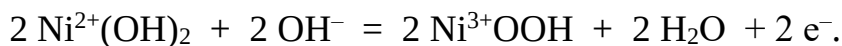
Загальна хімічна схема процесу розрядження має вигляд:



Під час заряджання (Ni - Cd) акумулятора на кадмієвому електроді відновлюється метал:



а на нікелевому електроді окиснюється нікель(II) гідроксид:

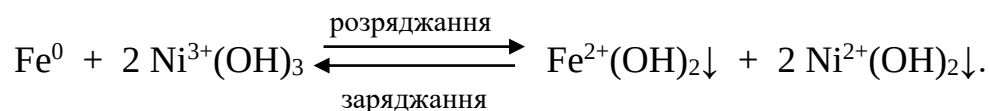


Сумарна хімічна реакція процесу заряджання обернена до реакції процесу розрядження і має вигляд:

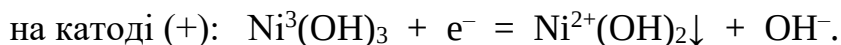
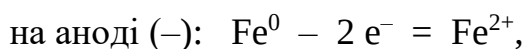


Е. р. с. зарядженого (Ni - Cd) акумулятора досягає 1,4 В, якщо напруга стане нижчою 1 В, акумулятор заряджають.

Загальна схема роботи (Ni - Fe) акумулятора має вигляд:



У процесі роботи акумулятор розряджається, і в ньому відбувається окисно-відновна реакція:

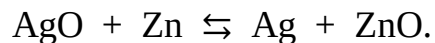


Під час заряджання акумулятора на його електродах відбуваються обернені електрохімічні процеси.

Досить поширеними у техніці є срібно-цинкові та срібно-кадмієві акумулятори, які мають добрі електричні характеристики і малі масу та об'єм. У срібно-цинкових акумуляторах як катод використовують оксиди Ag_2O і AgO , як анод – губчастий цинк, а як електроліт – розчин калій гідроксиду KOH .

Під час роботи акумулятора відбувається відновлення срібла з аргентум оксиду та окиснення цинку до ZnO і $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Загальна хімічна схема процесу розрядження має вигляд:



Електрорушійна сила зарядженого акумулятора досягає 1,85 В, якщо напруга знижується до 1,25 В, акумулятор заряджають: процеси на електродах змінюються – срібло окиснюється до Ag_2O і AgO , а з оксиду ZnO відновлюється цинк..

Лужні акумулятори мають великий термін служби – до 10 років.

Завдання для перевірки знань:

Написати схеми типових процесів електролізу:

1. Електроліз водного розчину магній хлориду.
2. Електроліз водного розчину літій сульфату.
3. Електроліз водного розчину купрум(II) хлориду.
4. Електроліз водного розчину калій карбонату.
5. Електроліз водного розчину купрум(II) нітрату.
6. Електроліз водного розчину калій ортофосфату.
7. Електроліз водного розчину хлоридної кислоти.
8. Електроліз водного розчину сульфатної кислоти.
9. Електроліз водного розчину натрій гідроксиду.
10. Електроліз розтопу натрій гідроксиду.

Розрахункові задачі

1. У процесі електролізу розчину натрій хлориду об'ємом 2000 мл на аноді повністю відновився газ масою 17,75 г. Обчислити молярну концентрацію солі у початковому розчині.
2. Струм силою 5 А протягом 1 год пропускали через розведений розчин сульфатної кислоти. Обчислити масу розкладеної води та об'єми водню і кисню, які утворилися на електродах за 0°C і 760 мм рт. ст.
3. Обчислити, масу міді, що відновилася на катоді у процесі електролізу розчину CuSO_4 із силою струму 1,2 А протягом 40 хв.
4. Обчислити, масу алюмінію, що відновився внаслідок електролізу розтопу солі AlCl_3 із силою струму 10,0 А протягом 1 год.
5. Обчислити силу струму у процесі електролізу, внаслідок якого за 6 хв з розчину AgNO_3 відновилося срібло масою 1,08 г.

6. Обчислити силу струму у процесі електролізу, якщо за 50 хв з 0,4 н. розчину CuSO_4 об'ємом 120 мл повністю відновилася мідь.
7. Крізь розчин натрій хлориду ($\omega = 15\%$) масою 300 г пропускали постійний електричний струм до повного електролізу солі. Обчислити об'єм вуглекислого газу, необхідного для утворення кислої солі з одержаною у процесі електролізу речовиною.
8. Внаслідок повного електролізу розчину калій хлориду на аноді утворився газ об'ємом 22,4 л (н. у.). Обчислити масу калій хлорату (бертолетової солі), який можна утворити з одержаного газу.
9. Внаслідок електролізу розтопу калій хлориду на катоді відновився калій масою 7,8 г. Обчислити об'єм хлору (н. у.), утвореного на аноді.
10. Один зі способів промислового виробництва кальцію – електроліз розтопу кальцій хлориду. Обчислити масу відновленого металу, якщо внаслідок електролізу утворився хлор об'ємом 896 л (н. у.).
11. У процесі електролізу водного розчину аргентум нітрату (з інертними електродами) на аноді утворився кисень масою 12 г. Обчислити масу срібла, відновленого на катоді.
12. Внаслідок електролізу водного розчину нікель(II) сульфату на катоді відновився нікель масою 177 г, вихід металу становив 75%. Обчислити об'єм кисню, утвореного на аноді з кількісним виходом.
13. У процесі електролізу розчину хлориду двовалентного металу на аноді утворився газ об'ємом 1120 мл (н. у.), а на катоді – відновився метал масою 3,2 г. Визначити, який метал відновився.
14. Внаслідок пропускання струму силою 6 А протягом 25 хв крізь розчин аргентум(I) нітрату на катоді відновилося срібло масою 9,6 г. Обчислити вихід (%) срібла від теоретичного.
15. У розчині є суміш солей нікель(II), аргентум(I), купрум(II) та плюмбум(II) нітратів однакової концентрації. Встановити, у якій послідовності відновлюватимуться ці метали у процесі електролізу.
16. Внаслідок пропускання електричного струму крізь розчин натрій сульфату ($\omega = 10\%$) масою 300 г на катоді утворився газ об'ємом 50 л (н. у.) Обчислити об'єм газу, що утворився на аноді та масову частку (%) натрій сульфату в одержаному розчині.

Додаток А

ГРЕЦЬКИЙ АЛФАВІТ *

Друковані літери	Назва літери	Друковані літери	Назва літери
Α α	альфа	Ν ν	ні (ню)
Β β	бета	Ξ ξ	ксі
Γ γ	гамма	Ο ο	омікрон
Δ δ	дельта	Π π	пі
Ε ε	епсилон	Ρ ρ	ро
Ζ ζ	зета	Σ ς, σ	сигма
Η η	ета	Τ τ	тау
Θ θ	тета	Υ υ	іпсилон
Ι ι	йота	Φ φ	фі
Κ κ	каппа	Χ χ	хі
Λ λ	лямбда	Ψ ψ	псі
Μ μ	мі (мю)	Ω ω	омега

* — більшість фізичних і хімічних величин позначаються літерами грецької абетки (наприклад, кількість речовини – **ν**; об’ємна частка речовини – **φ**; масова частка речовини у суміші або розчині – **ω**; вихід продукту – **η**; густина речовини – **ρ**).

Додаток Б

ДОВІДНИК

1. Швидкість світла у вакуумі : $c = 2,99792458 \cdot 10^8$ м/с.
2. Стала Планка: $h = 6,626176 \cdot 10^{-34}$ Дж · с.
3. Число (стала) Авогадро: $N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.
4. Атомна одиниця маси: **1 а.о.м.** = $1,6605655 \cdot 10^{-27}$ кг.
5. Маса елементарних часток:
 - електрона: $m = 0,9109534 \cdot 10^{-30}$ кг = $5,4857990 \cdot 10^{-4}$ а.о.м.;
 - протона: $m = 1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг = $1,007276450$ а.о.м.;
 - нейтрона: $m = 1,6749543 \cdot 10^{-27}$ кг = $1,008664904$ а.о.м.
6. Заряд електрона: $e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл.
7. Одиниці вимірювання електронегативності еВ/атом або кДж/моль:
1 еВ = $1,6 \cdot 10^{-16}$ кДж.
8. Стала Больцмана: $k = 1,380658 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.
9. Молярний об'єм ідеального газу за нормальних умов (T_0 , P_0):
 $V_m = 22,4$ л/моль = $0,0224$ м³/моль. (1 л = 10^{-3} м³ = 1000 мл).
10. Температура за нормальних умов: $T_0 = 273,15$ К (0 °С).
10. Тиск за нормальних умов:
 $P_0 = 101,325$ кПа = 760 мм рт. ст. = 1 атм.
11. Газова стала:
 - $R = 8,31$ Дж/(моль · К), якщо об'єм газу вимірюють у м³, а тиск – у Па;
 - $R = 0,082$ атм · л/(моль · К), якщо об'єм газу – у л, а тиск – у атм;
 - $R = 62400$ мм рт. ст. · мл/(моль · К), якщо об'єм газу – у мл, а тиск – у мм рт. ст.
12. Питома теплоємність речовини – теплота, необхідна для нагрівання 1 г речовини на 1 °С: 26 Дж/(моль · К).
13. Середня молекулярна маса повітря: $M_{\text{пов.}} = 29$ а.о.м.
14. Температура за стандартних умов: $T^0 = 298,15$ К (25 °С).
15. Тиск за стандартних умов:
 $P_0 = 101,325$ кПа = 760 мм рт. ст. = 1 атм.
16. Число Фарадея: $F = 96500$ Кл/моль.

Додаток В

Назви хімічних елементів і найменування простих речовин

Символ	Латинська назва хімічного елемента	Назва хімічного елемента	Сучасна українська назва простої речовини
Al	Aluminium	Алюміній	Алюміній
Ag	Argentum	Аргентум	Срібло
Ar	Argon	Аргон	Аргон
As	Arsenicum	Арсен	Арсен
Au	Aurum	Аурум	Золото
Bi	Bismuthum	Бісмут	Бісмут
Br	Bromum	Бром	Бром
C	Carboneum	Карбон	Вуглець
Ca	Calcium	Кальцій	Кальцій
Cl	Chlorum	Хлор	Хлор
Cr	Chromium	Хром	Хром
Cu	Cuprum	Купрум	Мідь
F	Fluorum	Флуор	Фтор
Fe	Ferrum	Ферум	Залізо
Ge	Germanium	Германій	Германій
H	Hydrogenium	Гідроген	Водень
Hg	Hydrargyrum Mercurius	Меркурій	Ртуть
K	Kalium	Калій	Калій
I	Jodum	Йод	Йод
Mg	Magnesium	Магній	Магній
Mn	Manganum	Манган	Марганець
N	Nitrogenium	Нітроген	Азот
Na	Natrium	Натрій	Натрій
Ni	Niccolum	Нікель	Нікель
O	Oxygenium	Оксиген	Кисень
P	Phosphorus	Фосфор	Фосфор
S	Sulfur	Сульфур	Сірка
Si	Silicium	Силіцій	Силіцій
Sb	Stibium	Стибій	Стибій
Sn	Stannum	Станум	Олово, цина
Pb	Plumbum	Плюмбум	Свинець
Zn	Zincum	Цинк	Цинк

Додаток Г

ТИСК НАСИЧЕНОЇ ПАРИ ВОДИ У РІВНОВАЗІ З ВОДОЮ

Темпера- тура, t, °С	Тиск, p, кПа	Тиск, p, мм рт. ст.	Темпера- тура, t, °С	Тиск, p, кПа	Тиск, p, мм рт. ст.
0	0,6105	4,579	27	3,5652	26,739
1	0,6568	4,926	28	3,7799	28,349
2	0,7059	5,294	29	4,0057	30,043
3	0,7580	5,685	30	4,2432	31,824
4	0,8135	6,101	31	4,4927	33,695
5	0,8724	6,543	32	4,7551	35,663
6	0,9351	7,013	33	5,0305	37,729
7	1,0017	7,513	34	5,3197	39,898
8	1,0727	8,045	35	5,6233	42,175
9	1,1479	8,609	36	5,9417	44,563
10	1,2279	9,209	37	6,2756	47,067
11	1,3125	9,844	38	6,6256	49,692
12	1,4024	10,518	39	6,9923	52,442
13	1,4975	11,231	40	7,3765	55,324
14	1,5983	11,987	45	9,5840	71,880
15	1,7051	12,788	50	12,3347	92,510
16	1,8179	13,634	55	15,7387	118,040
17	1,9373	14,530	60	19,9173	149,380
18	2,0636	15,477	65	25,0053	187,540
19	2,1969	16,477	70	31,1600	233,700
20	2,3380	17,535	75	38,5467	289,100
21	2,4867	18,650	80	47,3466	355,100
22	2,6436	19,827	85	57,8133	433,600
23	2,8091	21,068	90	70,1067	525,800
24	2,9836	22,377	95	84,5200	633,900
25	3,1675	23,756	100	101,3200	759,900
26	3,3612	25,209	110	143,2666	1074,500

Додаток Д

КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

(у водних розчинах за 25 °С)

Сполуки	Ступінь дисоціації	Константа дисоціації, K_d
Кислоти		
HAlO_2		$4,0 \cdot 10^{-13}$
H_3AsO_4	I	$5,6 \cdot 10^{-3}$
	II	$1,7 \cdot 10^{-7}$
	III	$2,95 \cdot 10^{-12}$
H_3BO_3	I	$5,8 \cdot 10^{-10}$
	II	$1,8 \cdot 10^{-13}$
	III	$1,6 \cdot 10^{-14}$
HBO_2		$7,5 \cdot 10^{-10}$
HBrO_3		$2,0 \cdot 10^{-1}$
HBrO		$2,1 \cdot 10^{-9}$
H_2CO_3	I	$4,4 \cdot 10^{-7}$
	II	$4,7 \cdot 10^{-11}$
HCOOH		$1,8 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	I	$5,4 \cdot 10^{-2}$
	II	$5,4 \cdot 10^{-5}$
H_2SiO_3		$2,0 \cdot 10^{-10}$
HCN		$7,9 \cdot 10^{-10}$
HClO		$3,2 \cdot 10^{-8}$
HClO_2		$5,0 \cdot 10^{-3}$
H_2CrO_4	I	$1,8 \cdot 10^{-1}$
	II	$3,2 \cdot 10^{-7}$
HF		$6,6 \cdot 10^{-4}$
HIO_4		$2,3 \cdot 10^{-2}$
HIO_3		$1,67 \cdot 10^{-1}$
HIO		$2,0 \cdot 10^{-11}$
HN_3		$2,14 \cdot 10^{-5}$
HNO_2		$4,0 \cdot 10^{-4}$
H_2O_2		$2,6 \cdot 10^{-12}$
H_3PO_3	I	$1,6 \cdot 10^{-2}$
	II	$7,0 \cdot 10^{-7}$
H_3PO_4	I	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	II	$6,3 \cdot 10^{-8}$
	III	$4,8 \cdot 10^{-13}$

Продовження таблиці

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	I	$1,4 \cdot 10^{-1}$
	II	$1,1 \cdot 10^{-2}$
	III	$2,1 \cdot 10^{-7}$
	IV	$2,5 \cdot 10^{-10}$
H_2S	I	$6,6 \cdot 10^{-8}$
	II	$1,0 \cdot 10^{-14}$
H_2SO_3	I	$1,7 \cdot 10^{-2}$
	II	$1,0 \cdot 10^{-7}$
H_2Se	I	$1,7 \cdot 10^{-4}$
	II	$1,0 \cdot 10^{-11}$
H_2SeO_3	I	$3,0 \cdot 10^{-3}$
	II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
H_2Te	I	$2,0 \cdot 10^{-3}$
	II	$1,0 \cdot 10^{-5}$
H_2TeO_3	I	$2,7 \cdot 10^{-3}$
	II	$1,8 \cdot 10^{-8}$
Основи		
$\text{Al}(\text{OH})_3$	III	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	I	$4,5 \cdot 10^{-2}$
	II	$4,0 \cdot 10^{-3}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	II	$5,0 \cdot 10^{-3}$
LiOH		$5,0 \cdot 10^{-1}$
NH_4OH		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	I	$3,0 \cdot 10^{-4}$
	II	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	II	$4,0 \cdot 10^{-5}$

*Додаток Е***ЕБУЛІОСКОПІЧНІ ТА КРІОСКОПІЧНІ СТАЛІ РОЗЧИННИКІВ**

Розчинник	Е, °С	К, °С
Вода	0,516	1,86
Бензол	2,57	5,12
Ацетатна кислота	3,1	3,9
Нітробензол	5,27	6,9
Хлороформ	3,88	4,90
Діетиловий етер	2,12	—

Додаток Ж

ДОБУТКИ РОЗЧИННОСТІ МАЛОРОЗЧИННИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Формула електроліту	ДР за 18 – 25 °С
Ag ₃ AsO ₄	$1,0 \cdot 10^{-22}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
AgNO ₂	$6,0 \cdot 10^{-4}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$
Ag ₂ SO ₃	$1,5 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$
AlAsO ₄	$1,6 \cdot 10^{-16}$
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$
AlPO ₄	$5,8 \cdot 10^{-19}$
AuI	$1,6 \cdot 10^{-23}$
AuCl	$2,0 \cdot 10^{-13}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$
Bi ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-97}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$
CaC ₂ O ₄	$2,0 \cdot 10^{-9}$
CaClO ₄	$4,0 \cdot 10^{-3}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-29}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$
CaSO ₃	$1,3 \cdot 10^{-8}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$
Cd(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-14}$
CoS (α)	$4,0 \cdot 10^{-21}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$
CuBr	$5,3 \cdot 10^{-9}$
CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$
CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$

Формула електроліту	ДР за 18 – 25 °С
Cu(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-20}$
FeAsO ₄	$5,8 \cdot 10^{-21}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$
Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
KClO ₄	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Li ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-3}$
LiF	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$
MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
MgF	$6,5 \cdot 10^{-9}$
Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Mg(PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
MnS (α)	$2,5 \cdot 10^{-10}$
NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
NiS (α)	$3,2 \cdot 10^{-19}$
PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
PbClO ₄	$2,5 \cdot 10^{-27}$
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
Pb(OH) ₂	$1,1 \cdot 10^{-20}$
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
PtS	$8,0 \cdot 10^{-73}$
SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
SrF ₂	$2,5 \cdot 10^{-9}$
ZnCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-11}$
Zn(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$
ZnS (α)	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$

Додаток 3

СТАНДАРТНІ ЕНТАЛЬПІЇ УТВОРЕННЯ РЕЧОВИН І ЙОНІВ

Речовина	ΔH^0_{f298} , кДж/моль	Речовина	ΔH^0_{f298} , кДж/моль
AgBr (т)	-100,7	KI (т)	-327,6
AgCl (т)	-127,2	KCl (т)	-435,9
Ag ₂ CO ₃ (т)	-506,0	KClO ₃ (т)	-391,2
Al ₂ O ₃ (т)	-1676	KMnO ₄ (т)	-813,4
Al(OH) ₃ (т)	-1315,0	KNO ₃ (т)	-493,2
AlCl ₃ (т)	-704,6	K ₂ SO ₄ (т)	-1434
Al ₂ S ₃ (т)	-509,0	Li ⁺ (г)	682
Al ₂ (SO ₄) ₃ (т)	-3444,1	LiCl (т)	-408,3
AsCl ₃ (р)	-315	MgCl ₂ (т)	-641,1
BaCO ₃ (т)	-1217,1	MgCO ₃ (т)	-1095,9
BaCl ₂ (т)	-859,1	MgSO ₄ (т)	-1287,4
BaO (т)	-553,9	MgO (т)	-601,8
BaSO ₄ (т)	-1464	Mn ₂ O ₇ (р)	-726
C (алмаз)	1,828	N (г)	472,7
C (графіт)	0	NO (г)	90,2
CH ₄ (г)	-74,8	NO ₂ (г)	33,0
C ₂ H ₆ (г)	-84,7	N ₂ O (г)	82,0
CCl ₄ (р)	-135,4	NH ₃ (г)	-46,2
COCl ₂ (г)	-219,5	NH ₄ Cl (т)	-314,2
CO (г)	-110,5	NH ₄ NO ₃ (т)	-365,4
CO ₂ (г)	-393,5	HNO ₃ (р)	-174,1
C ₂ H ₂ (г)	226,0	Na (г)	107,7
CS ₂ (р)	88,7	Na ⁺ (г)	604,4
CaSO ₄ (т)	-1433	NaBr (т)	-361,4
CaC ₂ (т)	-59,9	NaCl (т)	-411,1
CaCO ₃ (т)	-1207,7	NaF (т)	-574
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (т)	-4120	NaI (т)	-290,6
CaCl ₂ (т)	-796,3	Na ₂ CO ₃ (т)	-1137,0
CaO (т)	-635,0	Na ₂ SO ₄ (т)	-1385,0
Ca(OH) ₂ (т)	-986,8	NiO (т)	-239,7
CdO (т)	-259	O (г)	249,2
Cl (г)	121,3	O ₃ (г)	142,3
Cl ⁻ (г)	-229,4	OH ⁻ (г)	-134,5
Cr ₂ O ₃ (т)	-1140	P (біл.)	0
Cs ⁺ (г)	460,0	P (черв.)	-17,6
CsF (т)	-555	PCl ₃ (г)	-311,7
CuCl ₂ (т)	-215,7	PCl ₅ (т)	-374,9
CuSO ₄ (р)	-843,0	P ₄ O ₁₀ (т)	-3014,0
CuO (т)	-156,0	PH ₃ (г)	5,44
F (г)	79,5	H ₃ PO ₄ (р)	-1267,0
F ⁻ (г)	-253,5	PbO (т, червоний)	-219,3
Fe ₂ O ₃ (т)	-822,7	PbS (т)	-100,4
Fe ₃ O ₄ (т)	-1117,9	SO ₂ (г)	-297,2
Fe(OH) ₃ (т)	-827	SO ₃ (г)	-395,2
FeCl ₂ (т)	-341,7	H ₂ SO ₄ (р)	-814,2
FeCl ₃ (т)	-399,7	SO ₂ Cl ₂ (г)	-391,2
FeO (т)	-265,0	H ₂ S (г)	-21
FeSO ₄ (т)	-929,5	SeO ₂ (г)	-126,8

Продовження таблиці

Речовина	ΔH^0_{f298} , кДж/моль	Речовина	ΔH^0_{f298} , кДж/моль
H (г)	218,0	SiO ₂ (т)	-911,6
H ⁺ (г)	1530,0	SnO ₂ (т)	-580,8
HCl (г)	-92,3	SrO (т)	-590,5
HF (г)	-270,7	SrSO ₄ (т)	-1468
HI (г)	26,6	TiN (т)	-339
HN ₃ (р)	264,0	TiO ₂ (т)	-943,9
H ₂ O (г)	-241,82	XeF ₄ (т)	-251
H ₂ O (т)	-286,4	ZnCl ₂ (т)	-415,3
H ₂ O (р)	-285,83	ZnS (т)	-205,6
H ₂ O ₂ (р)	-187,9	ZnO (т)	-350,6
HgO (т)	-90,8	ZnCO ₃ (т)	-818,0
KBr (т)	-392,2	ZnSO ₄ (т)	-1065

*Додаток К***СТАНДАРТНІ ЕНТРОПІЇ УТВОРЕННЯ РЕЧОВИН**

Речовина	S^0_{298} , Дж/моль·К	Речовина	S^0_{298} , Дж/моль·К
AgBr (т)	107,1	HgO (т)	70,29
AgCl (т)	96,2	KCl (т)	82,6
Ag ₂ CO ₃ (т)	167,4	KBr (т)	96,4
Al ₂ O ₃ (т)	51,0	KI (т)	104,3
Al(OH) ₃ (т)	70,1	KClO ₃ (т)	143,0
AlCl ₃ (т)	109,4	KMnO ₄ (т)	171,7
Al ₂ S ₃ (т)	96,2	KNO ₃ (т)	132,9
Al ₂ (SO ₄) ₃ (т)	239,4	K ₂ SO ₄ (т)	175,7
Ba (т)	62,5	LiCl (т)	59,3
BaO (т)	70,5	MgCO ₃ (т)	65,1
Ba(OH) ₂ (т)	108,8	MgCl ₂ (т)	89,8
BaCO ₃ (т)	113,0	MgO (т)	26,9
BaCl ₂ (т)	123,8	MgSO ₄ (т)	91,5
BaSO ₄ (т)	132,3	Mn ₂ O ₇ (т)	171
C (алмаз)	2,37	N ₂ (г)	199,9
C (графіт)	5,74	NH ₃ (г)	192,6
CCl ₄ (р)	214,4	NH ₄ Cl (т)	95,8
CH ₄ (г)	186,0	NH ₄ NO ₃ (т)	151,0
C ₂ H ₆ (г)	229,5	NO (г)	210,7
COCl ₂ (г)	2283,6	NO ₂ (г)	240,2
CO (г)	197,7	HNO ₃ (р)	155,6
CO ₂ (г)	213,8	Na (к)	51,42
C ₂ H ₂ (г)	200,8	NaBr (т)	86,82
CS ₂ (р)	151,0	NaCl (т)	72,1
Ca (т)	41,6	NaF (т)	51,3
CaO (т)	39,7	NaI (т)	98,50
Ca(OH) ₂ (т)	83,4	Na ₂ CO ₃ (т)	136,4
CaCO ₃ (т)	91,6	Na ₂ SO ₄ (т)	149,5
CaCl ₂ (т)	104,7	NiO (т)	38,0

Продовження таблиці

Речовина	S^0_{298} , Дж/моль·К	Речовина	S^0_{298} , Дж/моль·К
CaC ₂ (т)	70,0	O ₂ (г)	205,0
CaSO ₄ (т)	106,7	O ₃ (г)	238,8
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (т)	236,0	P (білий)	41,1
CdCO ₃ (т)	96,2	P ₄ (т, білий)	164,3
CdO (т)	54,8	P (червоний)	22,8
Cl ₂ (г)	222,9	PCl ₃ (г)	311,7
Cr ₂ O ₃ (т)	81,2	PCl ₅ (т)	364,5
CsF (т)	79	P ₄ O ₁₀ (т)	280,6
CuCl ₂ (т)	108,2	H ₃ PO ₄ (р)	200,8
CuSO ₄ (р)	109,3	PbO (т, червоний)	66,1
CuO (т)	42,6	PbS (т)	91,2
F ₂ (г)	202,7	S (т, ромбічна)	31,9
Fe (т)	27,2	SO ₂ (г)	248,2
FeCl ₂ (т)	118,0	SO ₃ (г)	256,7
FeCl ₃ (т)	142,4	SO ₂ Cl ₂ (г)	216,3
FeO (т)	60,8	H ₂ S (г)	205,7
Fe ₂ O ₃ (т)	87,5	H ₂ SO ₄ (р)	156,9
Fe ₃ O ₄ (т)	146,3	SeO ₂ (г)	264,8
Fe(OH) ₃ (т)	105	SiO ₂ (т)	41,9
FeSO ₄ (т)	121,0	SnO ₂ (т)	52,3
H ₂ (г)	130,7	SrO (т)	55,2
HCl (г)	186,9	SrSO ₄ (т)	119,7
HF (г)	173,7	TiN (т)	30,3
HI (г)	206,5	TiO ₂ (т)	50,3
HN ₃ (р)	140,6	ZnCO ₃ (т)	82,4
H ₂ O (г)	188,9	ZnCl ₂ (т)	111,5
H ₂ O (т)	44,1	ZnO (т)	43,9
H ₂ O (р)	70,0	ZnS (т)	57,8
H ₂ O ₂ (р)	109,6	ZnSO ₄ (т)	124,7

*Додаток Л***ВІЛЬНА ЕНЕРГІЯ УТВОРЕННЯ РЕЧОВИН**

Речовина	ΔG^0_{f298} , кДж/моль	Речовина	ΔG^0_{f298} , кДж/моль
AgBr (т)	-97,2	KCl (т)	-408,0
AgCl (т)	-109,9	KBr (т)	-379,2
AgI (т)	-66,4	KI (т)	-322,3
Ag ₂ CO ₃ (т)	-437,2	KClO ₃ (т)	-289,9
Al ₂ O ₃ (т)	-1583,3	KMnO ₄ (т)	-713,8
Al(OH) ₃ (т)	-1157,0	KNO ₃ (т)	-393,1
AlCl ₃ (т)	-629,0	K ₂ SO ₄ (т)	-1316,0
Al ₂ S ₃ (т)	-23,0	LiCl (т)	-384,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (т)	-3102,9	MgCl ₂ (т)	-569,6
BaO (т)	-525,4	MgO (т)	-601,8
BaCO ₃ (т)	-1137,2	NO (г)	80,6

Речовина	ΔG^0_{f298} , кДж/моль	Речовина	ΔG^0_{f298} , кДж/моль
BaCl ₂ (т)	-811,4	NO ₂ (г)	51,5
BaSO ₄ (т)	-1363,2	NH ₃ (г)	-16,7
C (алмаз)	2,834	NH ₄ Cl (т)	-203,2
C (графіт)	0	NaBr (т)	-349,3
CH ₄ (г)	-50,9	NaCl (т)	-384,0
C ₂ H ₆ (г)	-32,89	NaF (т)	-543,3
COCl ₂ (г)	-205,3	NaI (т)	-284,6
CO (г)	-137,2	Na ₂ CO ₃ (т)	-1047,0
CO ₂ (г)	-394,6	Na ₂ SO ₄ (т)	-1267,0
C ₂ H ₂ (г)	116,8	NiO (т)	-211,6
CS ₂ (р)	64,4	O ₃ (г)	162,7
CaC ₂ (т)	-64,9	OH ⁻ (г)	-134,5
CaCO ₃ (т)	-1129,6	P (біл.)	0
CaCl ₂ (т)	-748,9	P (черв.)	-12,1
CaO (т)	-603,6	PCl ₃	-260,5
Ca(OH) ₂ (т)	-899,2	PCl ₅ (т)	-305,4
CaSO ₄ (т)	-1320,3	P ₄ O ₁₀ (т)	-2743,0
CdO (т)	-229,3	H ₃ PO ₄ (р)	-1134,0
CsF (т)	-505,4	SO ₂ (г)	300,4
CuCl ₂ (т)	-171,5	SO ₃ (г)	-317,2–
CuSO ₄ (р)	-662,2	SO ₂ Cl ₂ (г)	-305,0
CuO (т)	-129,9	H ₂ S (г)	-33,8
Fe ₂ O ₃ (т)	-740,8	H ₂ SO ₄ (р)	-690,3
Fe ₃ O ₄ (т)	-1014,8	SiO ₂ (т)	-857,2
FeCl ₃ (т)	-334,2	SnO ₂ (т)	-519,3
FeO (т)	-244,5	SrSO ₄ (т)	-1468
FeSO ₄ (т)	-825,5	TiN (т)	-294,4
HCl (г)	-94,5	TiO ₂ (т)	-888,6
H ₂ O (г)	-228,8	ZnCl ₂ (т)	-369,6
H ₂ O (т)	-298,4	Zn(OH) ₂ (т)	-555,9
H ₂ O (р)	-237,4	ZnO (т)	-318,2
H ₂ O ₂ (р)	-120,5	ZnSO ₄ (т)	-871,6
HgO (т)	-58,6	ZnS (т)	-200,9

Додаток М**СТАНДАРТНІ ЕНТАЛЬПІЇ ЗГОРЯННЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН**

Речовина	Агрегатний стан	Продукти згоряння	ΔH^0_{f298} , кДж/моль
NH ₃	Газ	NO і H ₂ O	-292,71
NH ₃	Газ	N ₂ і H ₂ O	-382,57
CS ₂	Газ	CO ₂ і SO ₂	-1102,59
H ₂ S	Газ	SO ₂ і H ₂ O	-562,59
H ₂ S	Газ	S і H ₂ O	-265,69
SO ₂	Газ	SO ₃	-98,28
CH ₄	Газ	CO ₂ і H ₂ O	890,34

Додаток Н

СТАНДАРТНІ ВІДНОВНІ ПОТЕНЦІАЛИ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ СИСТЕМ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

Система	Стандартний потенціал, φ^0_{298} , В
$\text{AgCl} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222
$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,087
$\text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6 \text{OH}^-$	0,610
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,359
$2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,630
$\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,450
$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{ClO}^- - 2 \text{OH}^-$	0,660
$\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- - 6 \text{OH}^-$	0,630
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- - 2 \text{OH}^-$	0,330
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- - 2 \text{OH}^-$	0,360
$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 5 \text{OH}^-$	-0,130
$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{CrO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,945
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	1,333
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	0,158
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,870
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,356
$\text{FeO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,700
$2\text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
$\text{H}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}^-$	-2,251
$\text{H}_2\text{O}_2 - 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 \uparrow + 2 \text{H}^+$	-0,682
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$	0,880
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,536
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,990
$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 6 \text{H}_2\text{O}$	1,190
$\text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}^- - 6 \text{OH}^-$	0,260
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{MnO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	2,257
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 4 \text{OH}^-$	0,600
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,692

Система	Стандартний потенціал, φ^0_{298} , В
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	0,010
$\text{NO}_3^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,940
$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,838
$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	0,772
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	1,004
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,957
$2 \text{NO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{N}_2 \uparrow + 6 \text{H}_2\text{O}$	1,240
$\text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$	0,880
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,490
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^-$	0,401
$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$	1,229
$\text{O}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	2,075
$\text{P} + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{PH}_3 \uparrow + 3 \text{OH}^-$	-0,890
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
$\text{Pb}^{4+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,694
$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,455
$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,685
$\text{PtCl}_6^{2-} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{PtCl}_4^{2-} + 2 \text{Cl}^-$	0,720
$\text{S} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,510
$\text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} \uparrow$	0,144
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	-0,932
$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,170
$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{S} \downarrow + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,357
$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,310
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{S} \downarrow + 3 \text{H}_2\text{O}$	0,450
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}$	2,010

Додаток II

РЯД ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ (у водних розчинах)

Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал φ^0_{298} , В	Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал φ^0_{298} , В
$\text{Li}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045	$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,277
$\text{Rb}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,925	$\text{Co}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1,81
$\text{K}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,924	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
$\text{Cs}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,923	$\text{Mo}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-0,200
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,900	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,866	$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	1,151
$\text{Na}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,037
$\text{Be}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,700	$\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,663	$2\text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0
$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,630		
$\text{Ti}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}^+$	1,280	$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Bi}$	0,215
$\text{Zr}^{4+} + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zr}$	-1,530	$\text{Cu}^{2+} + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	0,153
$\text{V}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{V}$	-1,180	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,337
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,179	$\text{Cu}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,520
$\text{V}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{V}$	-0,876	$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	0,789
$\text{V}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{V}^{2+}$	-0,255	$\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0,799
$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,913	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	0,850
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763	$2 \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons [\text{Hg}_2]^{2+}$	0,920
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}$	1,188
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1,498
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^+ + 1 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1,692

ВИКОРИСТАНА ТА РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., Голуб О.А. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 2009.
2. Бурбан А.Ф., Брик М.Т., Забава Л.К. Окисно-відновні реакції. Навчально-методичний посібник. – Тернопіль: Мандрівець, 2011. – 48 с.
3. А.Ф. Бурбан, М.Т. Брик, Л.К. Забава. Окисно-відновні реакції. Методичні рекомендації. – Видавничо-поліграфічний центр НаУКМА, Київ., 2010 – 36 с.
4. Загальна хімія. А.В. Голубєв, О.А. Голуб, В.І. Лисін, І.В. Коваленко, Г.В. Тарасенко / Підручник. Частина І. За ред. акад. УАН Голубєва А.В. – К.: Кондор - Видавництво, 2016. – 264 с.
5. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії. Підручник. – Львів: Видавництво Національного університету «Львівська політехніка», 2008. – 348 с.
6. Сегеда А., Використання сучасної української хімічної термінології та номенклатури. Рекомендації Держстандарту України / Сегеда А., Голуб О., Стоєцький А. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2005. – 48 с.
7. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк Щ.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000.
8. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - Київ - Ірпінь: Перун, 1998.
9. Пилипенко А.Т., Починок В.Я., Середя І.П., Шевченко Ф.Д. Справочник по элементарной химии. Киев: Наукова думка, 1985. – 560 с.
10. Гончаров А.И., Корнилов М.Ю. Справочник по химии. – Киев: издательское объединение «Вища школа», 1977. – 304 с.
11. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія (у 2-х томах). - Київ: Вид-во КДУ, 1968-1970.
12. Некрасов Б.В. Основи загальної хімії (у 2-х томах). - М.: Химия, 1974.
13. Глінка Н.Л. Загальна хімія. - К.: «Вища школа», 1982.
14. Полинг Л., Полинг П. Химия. М.: Мир, 1978.
15. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия (в 3-х томах). -М.: Мир, 1975.
16. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии (в 2-х томах). - М.: Мир, 1982.
17. Загальна та неорганічна хімія. Практикум./ Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М. - К: Вища школа,
18. Березан О.В. Збірник задач з хімії. Тернопіль: Підручники і посібники, 2005. – 320 с.
19. Березан О.В. Хімія. Збірник ускладнених задач. Тернопіль: Підручники і посібники, 2004. – 144 с.
20. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. - Київ: Либідь, 2001. – 400с.
21. Глінка Н.Л. Задачі і вправи з загальної хімії. К., 1986, 265 с.

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Аніони	Катіони																									
	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	K ⁺ , Na ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Cu ⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	X	M	M	M	P	H	H	H	H	X	X	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	M	P	P	H	H	H	M	–	M	M	P	Г	Г	M	P	H	H	H	M	H	H	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	M	Г	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	Г	P	P	P	H	M	P	P	M	Г	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	Г	X	P	P	H	H	P	M	H	Г	P	P	P	X	P	P	P
HCOO ⁻	P	P	P	P	–	P	P	–	P	Г	P	P	–	M	–	–	–	P	–	–	P	–	–	–	–	–
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Г	P	P	P	M	P	P	P	P	Г	P	P	P	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Г	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P↑	P	P	P	H	Г	M	P	Г	Г	H	H	H	H	H	Г	H	H	H	Г	H	H	Г	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	H	H	H	H	H	H	X	M	H	X	X	X	X	H	H	X	H	H	X	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	P	M	M	H	P	P	P	P	M	P	P	P	H	Г	P	P	P	P	P	P	P
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	P	M	M	H	Г	H	H	–	Г	H	Г	Г	H	H	P	H	Г	Г	–	–	–
CO ₃ ²⁻	P↑	Г	P	P	H	H	H	H	H	Г	X	H	H	H	X	X	X	H	H	X	H	H	X	H	H	H
SiO ₃ ²⁻	H	X	H	P	X	Г	H	H	H	Г	Г	H	H	X	X	H	Г	Г	Г	H	H	Г	Г	H	H	H
PO ₄ ³⁻	P	P	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

Умовні позначення: **Р** – розчинні (більше 10 г у 1 л води); **М** – малорозчинні (від 10 до 0,1 г у 1 л води); **Н** – нерозчинні (менше 0,1 г у 1 л води); **Х** – речовина розкладається в момент утворення; **↑** – речовина виділяється у вигляді газу або розкладається з виділенням газу; **Г** – речовина зазнає гідролізу; «–» – дані про існування чи розчинність речовини у хімічних довідниках не наведено.

ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ

Li	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pd	Pt	Au
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----	----	----	----	----	----

Періодична система хімічних елементів

1 IA																	18 VIIIA
1 H Гідроген 1,008	2 He Гелій 4,0026																
3 Li Літій 6,94	4 Be Берилій 9,0122															10 Ne Неон 20,180	
11 Na Натрій 22,990	12 Mg Магній 24,305															18 Ar Аргон 39,948	
19 K Калій 39,098	20 Ca Кальцій 40,078	21 Sc Скандій 44,956	22 Ti Титан 47,867	23 V Ванадій 50,942	24 Cr Хром 51,996	25 Mn Манган 54,938	26 Fe Ферум 55,845	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Нікель 58,693	29 Cu Купрум 63,546	30 Zn Цинк 65,38	31 Ga Галій 69,723	32 Ge Германій 72,630	33 As Арсен 74,922	34 Se Селен 78,971	35 Br Бром 79,904	36 Kr Криптон 83,798
37 Rb Рубідій 85,468	38 Sr Стронцій 87,62	39 Y Ітрій 88,906	40 Zr Цирконій 91,224	41 Nb Ніобій 92,906	42 Mo Молибден 95,95	43 Tc Технецій	44 Ru Рутеній 101,07	45 Rh Родій 102,91	46 Pd Паладій 106,42	47 Ag Аргентум 107,87	48 Cd Кадмій 112,41	49 In Індій 114,82	50 Sn Станум 118,71	51 Sb Стибій 121,76	52 Te Телур 127,60	53 I Йод 126,90	54 Xe Ксенон 131,29
55 Cs Цезій 132,91	56 Ba Барій 137,33	57-71 Лантаноїди	72 Hf Гафній 178,49	73 Ta Тантал 180,95	74 W Вольфрам 183,84	75 Re Реній 186,21	76 Os Осмій 190,23	77 Ir Іридій 192,22	78 Pt Платина 195,08	79 Au Аурум 196,97	80 Hg Меркурій 200,59	81 Tl Талій 204,38	82 Pb Плюмбум 207,2	83 Bi Бісмут 208,98	84 Po Полоній	85 At Астат	86 Rn Радон
87 Fr Францій	88 Ra Радій	89-103 Актиноїди	104 Rf Резерфордій	105 Db Дубній	106 Sg Сіборгій	107 Bh Борій	108 Hs Гасій	109 Mt Майтнерій	110 Ds Дармштадтій	111 Rg Рентгеній	112 Cn Коперніцій	113 Nh Ніхоній	114 Fl Флеровій	115 Mc Московій	116 Lv Ліверморій	117 Ts Теннессин	118 Og Оганесон



I U P A C
International Union of Pure and Applied Chemistry

57 La Лантан 138,91	58 Ce Церій 140,12	59 Pr Празеодим 140,91	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометій	62 Sm Самарій 150,36	63 Eu Європій 151,96	64 Gd Гадоліній 157,25	65 Tb Тербій 158,93	66 Dy Диспрозій 162,50	67 Ho Гольмій 164,93	68 Er Ербій 167,26	69 Tm Тулій 168,93	70 Yb Ітербій 173,05	71 Lu Лутецій 174,97
89 Ac Актиній	90 Th Торій 232,04	91 Pa Протактиній 231,04	92 U Уран 238,03	93 Np Нептуній	94 Pu Плутоній	95 Am Америцій	96 Cm Кюрій	97 Bk Берклій	98 Cf Каліфорній	99 Es Ейнштейній	100 Fm Фермій	101 Md Менделевій	102 No Нобелій	103 Lr Лоуренсій