



НАЦІОНАЛЬНИЙ

УНІВЕРСИТЕТ

“КИЄВО-МОГИЛЯНСЬКА АКАДЕМІЯ”

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

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНИЙ ПОСІБНИК

Наукова бібліотека
національного університету
«Києво-Могилянська
академія»

КИЇВ

2015

740409

3-12

Рецензенти:

О. А. Голуб, д-р хім. наук, проф. (Національний університет імені Т. Г. Шевченка),

О. М. Полумбрик, д-р хім. наук, проф. (Національний університет харчових технологій),

Л. І. Кострова, канд. хім. наук, доц. (Національний університет «Києво-Могилянська академія»).

Навчально-методичний посібник рекомендовано для самостійної підготовки до практичних і лабораторних занять з курсу загальної хімії 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.

*Рекомендовано до друку Вченою радою
Національного університету
«Києво-Могилянська академія»
протокол № 5 від 30 травня 2013 року*

ISBN 978-966-2410-69-3

© П.В. Вакулюк, Л.К. Забава, Н.М. Бабич, А.Ф. Бурбан, 2015

© НаУКМА, 2015

© А.О. Афонін, худ. оформлення, 2015

ЗМІСТ

Вступ	4
Правила роботи студента в лабораторії	5
Правила безпеки під час роботи в лабораторії	8
Правила поведження з реактивами	13
Вимоги до написання звіту про виконану лабораторну роботу	17
Обладнання і посуд для виконання лабораторних робіт	24
Атомно-молекулярне вчення.	26
Основні закони хімії	30
Лабораторна робота № 1. Визначення 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. Комплексні сполуки	99
Лабораторна робота № 2. Хімічні властивості сполук основних класів неорганічних сполук	126
Термохімія і термодинаміка хімічних процесів	132
Основи кінетики і каталізу	154
Розчини	168
Лабораторна робота № 3. Визначення концентрації розчинів кислот і лугів кислотно-основним титруванням	178
Лабораторна робота № 4. Дослідження процесу гідролізу солей	201
Окисно-відновні реакції	203
Лабораторна робота № 5. Окисно-відновні реакції	213
Основи електрохімії	218
Додатки	250
Використана та рекомендована література	264

ВСТУП

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

Дисципліна «Загальна хімія» є базовим предметом, основним завданням якого є поглиблене вивчення основних законів хімії, будови атомів і молекул, хімічного зв'язку, хімічних властивостей основних класів неорганічних сполук, типів хімічних реакцій, фізичних і хімічних властивостей розчинів, термодинаміки та кінетики хімічних процесів. Цей курс має важливе значення для формування майбутніх фахівців як інженерів і дослідників, так і викладачів природничих наук.

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

Лабораторна робота і 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 при виконанні конкретних лабораторно-практичних робіт, для аналізу спостережень та оцінки результатів експерименту, навчити самостійно мислити, робити правильні висновки зі спостережень за процесом хімічних реакцій, враховуючи особливості умов їх перебігу, 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 описати спостереження та аналіз отриманих результатів. Набуті навички необхідні будуть студентові при вивченні інших хімічних дисциплін і для написання наукових звітів про виконання курсових і дипломних робіт на старших курсах.

Посібник укладено так, що кожна із запропонованих тем містить теоретичний узагальнений розділ і завдання для самостійної роботи. Наприклад, у матеріалі про класи неорганічних сполук коротко представлено основи сучасної української хімічної номенклатури, наведено перелік запитань, які можуть бути використані викладачем для контролю знань студента безпосередньо перед виконанням практичних завдань. Для перевірки повноти засвоєння вивченого теоретичного матеріалу наведено відповідні рівняння реакцій.

Запропоновані методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт призначено для самостійної підготовки студентів до лабораторних занять, а також контролю їхніх знань і готовності до проведення лабораторних дослідів. Для цього подано запитання та завдання для контролю знань з відповідної теми та список рекомендованої літератури. Робота студентів з рекомендованою літературою є однією з основних форм вивчення дисципліни.

Пристаюючи 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 важких наслідків.

До початку лабораторних занять студенти повинні ознайомитися із загальними правилами безпеки, а перед виконанням кожної лабораторної роботи викладач має наголосити на необхідності дотримуватися додаткових запобіжних заходів.

При підготовці до лабораторної роботи студенти зобов'язані 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 в роботі, його слід прибрати зі столу. Сумки, книги й інші особисті речі слід тримати у спеціально відведеному місці. Студент зобов'язаний 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 всіх незрозумілих питань у викладача. Кожна дія студента-експериментатора має бути обдуманною та виваженою.

Для проведення лабораторного практикуму кожен студент повинен добре засвоїти правила поведінки в лабораторії та виконувати певні вимоги при проведенні кожної лабораторної роботи.

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 розрахунки, а також спостереження за хімічними процесами.

3. Дозвіл студенту на виконання лабораторної роботи дається викладачем після попередньої перевірки його підготовки до виконання роботи, наявності плану роботи, протоколу та необхідних розрахунків.

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 досліди.

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. При порушенні студентом загальних правил поведінки в лабораторії викладач може довести факт порушення до відома завідувача кафедри чи декана факультету в письмовій формі.

Окрім того, працюючи в хімічній лабораторії, студенти повинні постійно пам'ятати 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.

При потребі викладач додатково проводить інструктаж щодо виконання того чи іншого конкретного досліду.

У кожній лабораторії повинна бути аптечка першої допомоги.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. Усі роботи у навчальній лабораторії виконуються під безпосереднім керівництвом викладача. Не слід проводити жодних додаткових експериментів і дослідів без дозволу викладача.
2. Студент повинен виконувати тільки рекомендовані викладачем досліді, використовуючи при цьому реактиви у кількостях, вказаних у методичних рекомендаціях або інструкції.
3. Будь-яку роботу в хімічній лабораторії студент повинен виконувати, будучи вдягненим у халат. При потребі необхідно використовувати гумові рукавички, респіратори та інші індивідуальні засоби захисту.
4. Довге волосся має бути акуратно заплетене у косу чи зачесане так, аби запобігти 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 досліді у брудному посуді.
7. Усі досліді з леткими, отруйними і токсичними речовинами, а саме: амоніаком, хлором, бромом, йодом, карбон(II) оксидом, оксидами нітрогену, воднем, гідрогенсульфідом тощо, з концентрованими лугами та кислотами, а також легкозаймистими речовинами виконувати у витяжній шафі з ввімкненою тягою (та засобами гасіння пожежі, при потребі).

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 бризків рідини на обличчя та одяг.
11. Концентровані кислоти при розведенні необхідно лити у воду, а не навпаки.
12. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю її отвір необхідно спрямувати у бік від себе і товаришів.
13. При визначенні запаху речовини отвір посудини потрібно тримати за 25-30 см від обличчя та рухом долоні спрямовувати повітря від посудини з речовиною до себе.
14. Гарячі пробірки і тиглі можна класти лише на кахлі або спеціальні підставки з термостійких матеріалів.
15. Відпрацьовані реактиви треба зливати або поміщати 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 витяжну шафу та на робочому столі.



Під час роботи у хімічній лабораторії суворо ЗАБОРОНЯЄТЬСЯ:



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



Брати реактиви руками і куштувати їх на смак.



Самовільно зливати або змішувати реактиви.



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



Зливати або зсипати надлишок взятого 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 при опіках

1. При термічних опіках уражене місце треба негайно промити 1%-им розчином калій перманганату і покласти компрес із спиртового розчину таніну, чи змастити емульсією від опіків.
2. При опіках шкіри кислотами спочатку добре промивають місце опіку водою, а потім розчином натрій гідрогенкарбонату. При потраплянні концентрованої сульфатної кислоти перед промиванням пошкоджену шкіру необхідно витерти сухим ватним тампоном.
3. При опіках шкіри лугами пошкоджене місце промивають водою, а потім 1 %-им розчином оцтової чи лимонної кислоти, або насиченим розчином боратної кислоти.
4. При опіках шкіри їдкими органічними речовинами, зокрема фенолом, бромом тощо, уражене місце промивають відповідними органічними розчинниками – етером, етиловим спиртом тощо.
5. При потраплянні на шкіру фенолу її промивають водою, а потім розведеним розчином амоніаку.
6. При потраплянні лугу чи кислоти в очі необхідно промити їх теплою водою, а потім 2 %-им розчином боратної кислоти (щоб нейтралізувати луг) або 1 %-им розчином натрій гідрогенкарбонату (щоб нейтралізувати кислоту).
7. При потраплянні хлору чи броду у дихальні шляхи потрібно вийти на свіже повітря.
8. При порізах рану необхідно обробити розчином гідроген пероксиду чи спиртовим розчином йоду та перев'язати.
9. Після надання першої допомоги потерпілому, його терміново необхідно відправити до лікаря.

Перша допомога при хімічних отруєннях

Агресивні та отруйні речовини	Рекомендовані дії
<p>Газуваті речовини Хлороводень та випари сульфатної кислоти (при нагріванні понад 200 °С)</p>	Свіже повітря і спокій.
Оксиди нітрогену	Свіже повітря і спокій.
Амоніак	Чисте повітря і спокій. При втраті свідомості – штучне дихання.
Випари йоду	Вдихати водяну пару з домішками амоніаку, очі промити 1%-им розчином натрій тіосульфату.
Сульфур(IV) оксид	Промивати ніс і ротову порожнину 2%-им розчином натрій гідрокарбонату, спокій.
Сірководень	Чисте повітря, при ускладненнях – штучне дихання, кисень.
Хлор	Вдихання кисню навіть при помірному отруєнні, спокій.
Карбон(II) оксид, ацетилен	Не допускати охолодження тіла. Свіже повітря. Якщо дихання слабе, вдихати кисень. Спокій.
<p>Рідкі і тверді речовини Розчин амоніаку</p>	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 1%-ий розчин натрій тіосульфату, розчин крохмалю, молоко.
Перманганати	Пити воду, викликати блювоту.
Сполуки цинку	Викликати блювоту. Випити розмішане у молоці сире яйце.
Мінеральні кислоти	При отруєнні через стравохід полоскати рот водою і 5%-им розчином натрій гідрокарбонату. Застосувати молоко, суспензію магній оксиду (10 г магній оксиду в 150 мл води) чи вапняну воду, 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 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.).

Для ефективного та якісного виконання дослідів реагенти слід брати у мінімальній кількості. Реактиви, воду та електроенергію слід витратити дбайливо та ощадливо, що зумовлено не лише економією, а й необхідністю запобігати забрудненню зайвими відходами навколишнього середовища. Невитрачені реактиви, чи їх надлишок варто викинути, не можна переносити їх назад у той самий посуд, звідки вони були взяті, щоб уникнути забруднення реактивів. Виняток становлять окремі дорогі реактиви, залишки яких збирають у спеціальний посуд, що перебуває у належному місці під наглядом спеціаліста. Так, розчини, які містять сполуки аргентуму, гідраргіуму, плюмбуму, йодид-іони, необхідно зливати в окремий посуд для їх подальшої реґенерації.

Реактиви зберігають у закритих корками 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 вони не потрапили на шкіру та одяг.

2. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти необхідно обережно поступово наливати кислоту у воду, а не навпаки. Це пов'язано з густиною кислоти, значно більшою, ніж у води, а також з виділенням великої кількості тепла у процесі розведення кислоти. Тому при додаванні 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 досліди та експерименти з речовинами, при взаємодії яких утворюються шкідливі для організму газу 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, гідраргірису, 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, коли отримують водень за допомогою апарату Кіппа.

4. Потрібно обережно користуватися пальниками, позаяк вони є потенційним вогненебезпечним 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 деякі гази (водень, сірковуглець, ацетилен, карбон(II) оксид тощо), а також леткі речовини (бензол, спирти, гексан тощо) при випаровуванні утворюють з повітрям (з киснем) вибухові суміші. Щоб їх випари не накопичувалися у приміщенні лабораторії у небезпечних кількостях, працювати з цими речовинами необхідно при справній потужній витяжній вентиляції.

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

Правила поведінки при виникненні 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. При виникненні 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 або вуглекислотний вогнегасник.

5. Застосовувати воду для гасіння пожежі треба обережно, тому що вода в деяких 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 або першому аркуші повинно бути написано прізвище студента і номер групи.

Записи у зошиті повинні бути у такому порядку:

- назва лабораторної роботи;
- дата виконання лабораторної роботи;
- чіткий опис порядку виконання роботи і спостереження;
- запис результатів виконаної роботи (зареєстровані показники приладів можна подати у вигляді таблиці за вказаним у рекомендаціях зразком);
- малюнки або схема експериментальної установки;
- необхідні розрахунки;
- рівняння реакцій усіх виконаних дослідів (з коефіцієнтами);
- висновки до кожного досліду 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 ні в якій мірі не знецінюють роботу, а дозволять належно проаналізувати помилки.

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

У деяких лабораторних роботах необхідно робити розрахунки. Слід мати на увазі, що надмірна точність у розрахунках значно перевищує експериментальну похибку, що не підвищує точності результату, а призводить до додаткових витрат часу і праці.

Для числових значень розрахованих 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 розрахунках прийнято вказувати значущі цифри і в тому випадку, коли це нулі, що стоять в кінці числа. То ж, 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.

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
Жорстка вода	Пом'якшена вода

Стиль звіту – це безособовий монолог. Нині стало неписаним правилом 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: ...

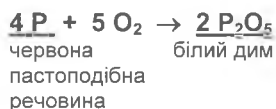
Відповідно до рівняння ..., згідно з відповідним законом ..., чи згідно зі встановленою залежністю виконали розрахунки: ...

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

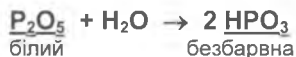
Приклади опису виконаного досліду :

Дослід 1 (дослід виконували під витяжною шафою).

На кінчик металевого шпателя набрали червоний фосфор і запалили його. Над димом, що утворився у результаті горіння фосфору, потримали смужку фільтрувального паперу, змочену розчином метилоранжу. Спостереження:



Внаслідок окиснення фосфору утворюється білий дим – часточки твердої речовини білого кольору – фосфор(V) оксид – ангідрид фосфатної кислоти.



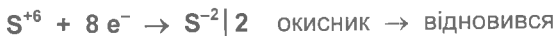
Фосфор(V) оксид є водовідбірним засобом, поглинаючи воду з розчину метилоранжу на фільтрувальному папері, перетворюється на *мета*фосфатну кислоту.



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

Дослід 2 (дослід виконували під витяжною шафою)

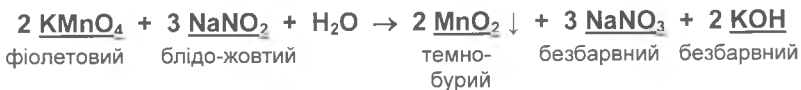
У суху пробірку шпателем насипали кристалічний KI. Додали 1 мл концентрованої сульфатної кислоти і обережно нагріли до початку взаємодії. Спостереження:



Виділення газів з характерним запахом і забарвленням свідчить про утворення внаслідок окисно-відновної реакції нової сполуки із сульфуром – H_2S та простої речовини йоду – I_2 .

Дослід 3

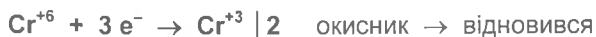
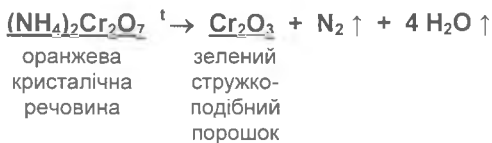
У пробірку налили по 0,5 мл розчинів калій перманганату і натрій нітриту. Спостереження:



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

Дослід 4 (дослід виконували під витяжною шафою)

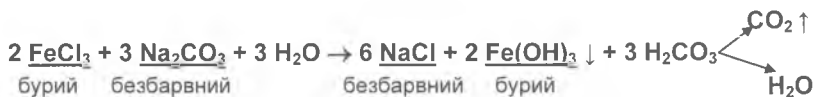
У суху пробірку шпателем внесли невелику кількість кристалічного амоній дихромату і обережно нагріли до початку розкладання солі (реакція екзотермічна). Спостереження:



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

Дослід 5

У пробірку налили 1 мл розчину солі ферум(III) хлориду і додали 1 мл розчину натрій карбонату. Спостереження:



Відбувся повний гідроліз солей.

ІНДИКАТОРИ

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

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

Усі хімічні перетворення супроводжуються певними явищами, які треба уважно спостерігати і грамотно описувати, використовуючи відповідну наукову термінологію.

ЯВИЩА У ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЯХ

№ з/п	Основні ознаки	Приклади	Форма запису
1.	Виділення світла (спалах)	<i>Дослід 1, (лаб. р-та №2), спалювання маґнію</i>	+ hν
2.	Виділення або поглинання теплоти	<i>Дослід 3, (лаб. р-та №2), спалювання фосфору; реакція нейтралізації лугів кислотами</i>	± Q
3.	Зміна забарвлення (кольору) індикаторів	<i>Дослід 2, (лаб. р-та №2), зміна забарвлення індикатора фенолфталеїну;</i> <i>Дослід 3, (лаб. р-та №2), зміна забарвлення індикатора метилоранжу;</i>	безбарвний → малиновий жовтий → рожевий
4.	Утворення та виділення осаду з розчинів	<i>Дослід 7, (лаб. р-та №2), утворення купрум(II) гідроксиду</i>	<u>Cu(OH)₂</u> ↓ блакитний
5.	Перетворення нерозчинної речовини на розчинну	<i>Дослід 11, (лаб. р-та №2), взаємодія кальцій карбонату з кислотою</i>	<u>CaCO₃</u> → <u>Ca(NO₃)₂</u> біла тверда нерозч. безбарвний розчин
6.	Зміна структури твердої речовини	<i>Дослід 15, (лаб. р-та №2), розкладення солі амоній дихромату</i>	кристали солі → тонкодисперсний порошок оксиду
7.	Утворення та виділення газу	<i>Досліди 1 і 2, (лаб. р-та №4), відновлення нітроген(IV) оксиду та окиснення йоду</i>	<u>NO₂</u> ↑, <u>I₂</u> ↑ бурий з різким запахом фіолетовий
8.	Зміна забарвлення (кольору) розчинів внаслідок хімічних перетворень речовин у розчинах	<i>Дослід 6 (лаб. р-та №4), зміна кольору розчинів реагентів до реакції та після реакції</i>	<u>FeCl₃ + KI</u> → жовтий розчин <u>KCl + FeCl₂ + I₂</u> темно-червоний (винний) розчин

ОБЛАДНАННЯ І ПОСУД ДЛЯ ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

	 <p style="text-align: center;">а б</p>			
<p>Мірний циліндр</p>	<p>Піпетки: а – звичайна; б – градусована. Способи набирання та зливання реактивів за допомогою піпеток.</p>		<p>Бюретка</p>	
				
<p>Бюкси</p>		<p>Хімічна склянка</p>	<p>Пробірка</p>	<p>Лійка</p>
				
<p>Кристалізатор</p>		<p>Крапельниця</p>		
				
<p>Фарфорова чашка</p>		<p>Фарфоровий тигель</p>	<p>Тигельні щипці</p>	

			
<p>Конічна колба</p>	<p>Плоскодонна колба</p>	<p>Промивалки</p>	
			
<p>Газовідвідні трубки</p>		<p>Нагрівання пробірки у полум'ї</p>	
			
<p>Апарат Кіппа: 1 – резервуар; 2 – тубус для зливу відпрацьованих реактивів; 3 – смісь 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.</p>		<p>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).</p>	

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 даної речовини. Молекули можуть складатися з атомів одного або різних видів.

Хімічний елемент – вид атомів, які характеризуються певною атомною масою та певним зарядом ядра.

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 атоми одного й того самого елемента, 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 речовинами** (або ж **алотропними видозмінами** чи **модифікаціями**). 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 чи йонів двох або більше елементів.

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

Атомна маса – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси: $1 \text{ а.о.м.} = 1,660 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

Відносна атомна маса хімічного елемента – це безрозмірна величина, що показує, у скільки разів маса певного хімічного елемента більша за $1/12$ маси нукліду Карбону ^{12}C . Маса атома дорівнює добутку а.о.м. на його відносну масу.

Молекулярна маса речовини – це відношення 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 відношення числа молекул N , які містяться у певній речовині, до числа N_A атомів у 0,012 кг нукліду Карбону ^{12}C ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ – стала Авогадро).

Моль – одиниця вимірювання кількості речовини – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць, тобто атомів, молекул чи йонів, скільки атомів містить 12 г нукліду Карбону ^{12}C .

Молярна маса речовини – це величина, яка пов'язує кількість речовини і масу:

$$M = m / n,$$

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 атомів або молекул (стала Авогадро): $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

Для речовин зі сталим хімічним складом молярна маса (M , г/моль) чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі. 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».

Розрахункові задачі

1. У якій кількості речовини калієвої селітри KNO_3 міститься стільки ж Калію, скільки його є в 4 моль калій хлориду KCl ?
2. Яка кількість речовини водню може бути одержана при розкладанні 112 м³ метану за н. у. Який об'єм займе ця кількість речовини водню за н. у.
3. Обчислити масову частку кальцію та кристалізаційної води в гіпсі $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

- Обчислити кількість речовини і кількість молекул, які містяться у 54 г води, а також масу 1 молекули води.
- Обчислити масу 2,24 л карбон(IV) оксиду (за н. у.). Скільки молекул і моль речовини містить ця кількість газу?
- Визначити кількість речовини солі, утвореної внаслідок взаємодії 141 г калій оксиду з 1,5 моль хром(VI) оксидом.
- Для повного спалювання сполуки Карбону з Гідрогеном об'ємом 1 л використали 6 л кисню. У результаті реакції утворилося 4 л вуглекислого газу та 4 л водяної пари. Усі виміри проводили за однакових умов. Визначити формулу невідомого вуглеводню.
- Визначити, який об'єм займає за нормальних умов суміш, що складається з 1,44 моль кисню, 1,83 моль азоту, 1,13 моль карбон діоксиду й 0,60 моль сульфур діоксиду.
- Обчислити масову частку (у %) Карбону у вугіллі, якщо при спалюванні 1 кг вугілля виділилося 1,12 м³ вуглекислого газу (за н. у.). Припустіть, що домішки у вугіллі непальні.
- В оксиді хлору масою 3,66 г міститься 1,42 г Хлору. Визначити формулу оксиду.
- Який об'єм кисню, виміряного за нормальних умов, можна одержати при повному розкладенні 1 моль бертолетової солі?
- Який об'єм HCl (за н.у.) необхідно розчинити у воді, щоб одержаної кислоти вистачило на реакцію з ZnO кількістю речовини 0,45 моль.
- Визначити масу ферум(II) сульфату і води, що містяться в 1,2 моль залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$.
- Обчислити кількість речовин, які містяться в 1 м³ повітря за н. у., якщо склад повітря (в об'ємних частках) – 78 % N₂, 21 % O₂ та 1 % Ar. Яка маса повітря за цих умов.
- Наважка купрум оксиду при розжарюванні у струмені водню втратила 27,13 г, при цьому отворилося 30,2 г води. Обчислити атомну масу кисню.
- При нагріванні 1 г речовини виділяється 0,45 г кисню, а у твердому залишку – NaCl. Встановити формулу сполуки.

ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Закон збереження маси речовин

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

Маса речовин, що вступили в хімічну реакцію (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 (вихідні речовини, продукти реакції). Якісний склад – вид атомів і кількісний склад – число цих атомів до і після реакції залишаються незмінними, отже, і їхня загальна маса також не повинна змінюватися.

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

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

Отже, рівняння Ейнштейна є математичним виразом **закону збереження маси та енергії**, який ще називають **законом еквівалентності маси та енергії**: Зміні маси на певну величину відповідає певна зміна енергії.

Закон сталості складу

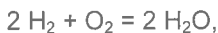
(Ж. Пруст, 1808 р.).

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

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

$$n(H) : n(O) = A_r(H) : A_r(O) = 2 : 16 = 1 : 8.$$

Отже, для утворення води, необхідно, щоб в реакцію вступили водень і кисень у масових відношеннях 1 : 8:



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

Якщо відношення узятих кількостей реагентів не відповідає індексам у хімічній формулі сполуки, то одна з речовин залишиться в надлишку.

Хімічні сполуки 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 , 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, $\text{TiO}_{0,58-1,33}$; $\text{TiO}_{1,9-2}$ (TiO_2); $\text{TiO}_{1,45-1,56}$ (Ti_2O_3), гідридів, силіцидів, сульфідів, нітридів, карбідів, 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 добування. Склад сполук з атомною, йонною та металічною структурою не є 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 з них припадають такі кількості іншого, які відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Наприклад, Хлор з Оксигеном утворюють оксиди молекулярної структури, де відношення між масовими кількостями оксигену, що припадають на ту саму масову кількість 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 взаємодії речовин у газовому стані, було встановлено: за однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, 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 перевіривши 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.

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 Авогадро: один моль будь-якого газу за нормальних умов ($T = 273 \text{ K}$ ($t = 0^\circ\text{C}$), $p = 101,33 \text{ кПа}$) займає об'єм 22,4 л, який називається **молярним об'ємом.**

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

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

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2.$$

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів (за однакових умов) називається **відносною густиною** першого газу за другим:

$$D = m_1 : m_2.$$

Якщо один з газів – водень ($M = 2,016$), то можна записати:

$$D_{H_2} = M : M_{H_2} = M : 2.$$

Молекулярна маса будь-якого газу дорівнює подвійній густині цього газу за воднем $M = 2 \times D_{H_2}$. Можна також обчислити молекулярну масу газу, знаючи його густину за повітрям або іншим відомим газом:

$$M = 29 \times D_{\text{пов}},$$

де число 29 – середня молекулярна маса повітря.

ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКОНИ

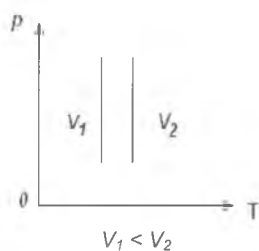
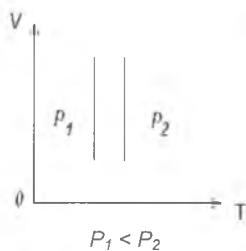
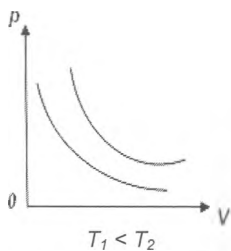
Стан газів характеризується об'ємом, тиском і температурою. Якщо тиск газу дорівнює звичайному атмосферному тиску ($P_0 = 101,33$ кПа або 760 мм. рт. ст., або 1 атм.), а температура $T = 273$ К ($t = 0^\circ\text{C}$), то умови, за яких перебуває газ, називаються нормальними і позначаються «н. у.». Об'єм, який газ займає за цих умов, позначається через V_0 .

Закон Р. Бойля-Маріотта (ізотермічний): при сталій температурі тиск газу обернено пропорційний до зайнятого ним об'єму. При $T = \text{const}$

$$P_1/P_2 = V_2/V_1 \quad \text{або} \quad PV = \text{const.}$$

$$T = P \cdot V$$

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

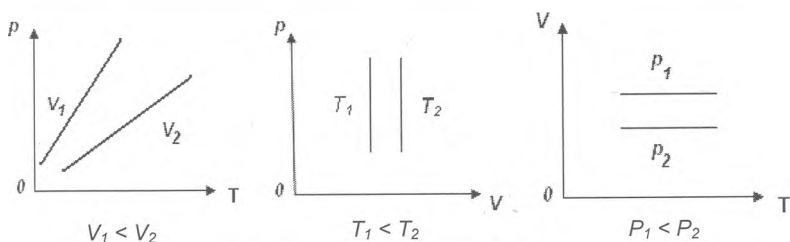


Закон Ж. Шарля (ізохорний): при сталому об'ємі тиск газу змінюється прямо пропорційно до температури. При $V = \text{const}$

$$P_1/P_2 = T_1/T_2 \quad \text{або} \quad P/T = \text{const.}$$

$$V = \frac{P}{T}$$

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

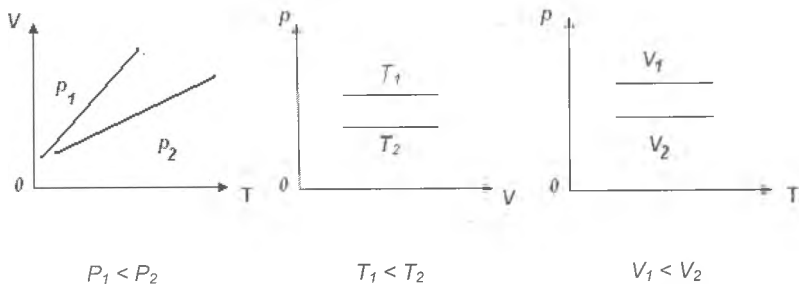


Закон Ж.Л. Гей-Люссака (ізобарний): при сталому тиску, об'єм газу змінюється прямо пропорційно до температури. При $P = \text{const}$

$$V_1/V_2 = T_1/T_2 \quad \text{або} \quad V/T = \text{const.}$$

$$P = \frac{V}{T}$$

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



При сталому тиску і підвищенні температури на 1 градус об'єм певної маси газу збільшується на 1/273 частину від того об'єму, який газ займав при 0°C.

$$V = V_0 + V_0/273 = V_0[(273 + t) / 273], \quad t = 0^\circ\text{C}.$$

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):

$$P_0 V_0 / T_0 = P V / T,$$

де (P_0, V_0, T_0) – тиск, температура та об'єм газу за н.у.; P_1, V_1 – тиск і об'єм при заданій температурі 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

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

Розрахована величина R називається універсальною газовою сталою.

Для 1 моль газу рівняння Клапейрона має вигляд:

$$P \cdot V = R \cdot T.$$

Для ν моль газу рівняння набуває вигляду:

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T.$$

Враховуючи, що $\nu = m / M$, одержуємо рівняння Клайперона-Менделєєва:

$$P \cdot V = (m / M) \cdot R \cdot T.$$

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:

$$R = (1,0133 \times 10^5 \times 0,0224) / 273 = 8,3144 \text{ (Дж/К} \cdot \text{моль)}.$$

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

$$R = (760 \times 22400) / 273 = 62400 \text{ (мм.рт.ст./К} \cdot \text{моль)}.$$

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

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

Приклад № 1.

У сталевому балоні ємністю 12 л міститься кисень під тиском 150 атм при 0°C. Який об'єм займе кисень за н.у.?

Розв'язок: Згідно із законом Бойля-Маріотта: $P/P_0 = V_0/V$,

$$V_0 = P \cdot V / P_0 = 12 \times 150 / 1 = 1800 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 1800 л.

Приклад № 2.

Тиск газу в закритому балоні при 12°C дорівнює 92,0 кПа. Яким буде тиск газу, якщо балон нагріти до 30°C.

Розв'язок: Згідно із законом Ж. Шарля: $P_1/P_2 = T_1/T_2$,

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

Відповідь: 97,81 кПа.

Приклад № 3.

При температурі 27°C і тиску 96,0 кПа газ займає об'єм 120 мл. Який об'єм займе ця ж кількість газу при тиску 120,0 кПа і температурі 57°C?

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

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2,$$

звідки

$$V_2 = P_1 V_1 T_2 / P_2 T_1.$$

Підставляючи дані, одержимо:

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

Відповідь: 105,6 мл.

Приклад № 4.

Визначити густину за повітрям газової суміші, яка складається з 80 % (за об'ємом) етану і 20 % метану.

Розв'язок: Спочатку обчислюємо середню молекулярну масу суміші, яка дорівнює сумі молекулярних мас складових газів помноженій на відповідний вміст кожного з них у % за об'ємом.

$$M_{\text{сер}} = (30 \times 0,8) + (16 \times 0,2) = 24 + 3,2 = 27,2.$$

Далі визначаємо:

$$D_{\text{пов.}} = M_{\text{газу}} / M_{\text{пов.}}$$

$$D_{\text{пов.}} = 27,2 / 29 = 0,91.$$

Відповідь: 0,91.

Приклад № 5.

У балоні місткістю 10 л є суміш 14 г кисню і 12 г амоніаку при температурі 17 °С. Визначити загальний тиск і парціальні тиски кожного з газів.

Розв'язок: Парціальні тиски кожного з газів можна визначити за рівнянням Клапейрона-Менделєєва: $P \cdot V = (m / M) \cdot R \cdot T$, звідки

$$P = m \cdot R \cdot T / M \cdot V_{\text{зар.}}$$

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

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

Загальний тиск у балоні дорівнює сумі парціальних тисків кожного з газів:

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

Відповідь: 275,7 кПа.

ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Еквівалентом хімічного елемента (E) – називається така його масова частка, яка сполучається з однією масовою часткою Гідрогену чи 8-ма масовими частками Оксигену або заміщує такі самі кількості Оксигену та Гідрогену в сполуках.

Еквівалент – величина змінна і залежить від хімічної природи сполуки, зокрема від валентності елемента в ній. Еквівалент 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):

$$E = A_r / V,$$

де A_r – відносна атомна маса хімічного елемента, V – валентність хімічного елемента.

Отже, еквівалент Гідрогену дорівнює -1 ($E_H = 1/1 = 1$), еквівалент Оксигену -8 ($E_O = 16/2 = 8$). Еквівалент є величина безрозмірна.

Еквівалентною масою хімічного елемента або речовини (E_m) вважають масу одного еквівалента хімічного елемента або речовини. Одиниця вимірювання – г/екв.

Наприклад, еквівалентна маса Алюмінію дорівнює:

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

Обчислення еквівалентної маси (E_m) складних речовин:

Оксиди Me_xO_y :

1) за визначенням хімічного еквівалента елемента

$$E_m (\text{оксиду}) = E_{\text{Me}} + E_{\text{O}},$$

наприклад:

$$E_m \text{Al}_2\text{O}_3 = 9 + 8 = 17 \text{ (г/екв)}.$$

2) за розрахунком еквівалентів складних сполук:

$E_m (\text{оксиду}) = M_{\text{оксиду}} / n \text{ атомів елемента} \times \text{Валентн. елемента (г/екв)},$

$$E_m \text{Al}_2\text{O}_3 = 102 / 2 \times 3 = 17 \text{ (г/екв)}.$$

Основи $\text{Me}(\text{OH})_n$:

$$E_m (\text{основи}) = M_{\text{основи}} / n(\text{OH}^-) \text{ (г/екв)},$$

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

$$E_m \text{Mn}(\text{OH})_4 = 119 / 4 = 29,75 \text{ (г/екв)}.$$

Кислоти H_nAcid :

$$E_m (\text{кислоти}) = M_{\text{кислоти}} / n(\text{H}) \text{ (г/екв)},$$

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

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

$$E_m \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 / 2 = 49 \text{ (г/екв)}.$$

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

Солі $Me_n(\text{Acid})_k$:

$$E_m (\text{соли}) = M_{\text{соли}} / n \text{ йонів металу} \times k \text{ кислотн. зал. (г/екв),}$$

де n – кількість йонів металу, k – кількість кислотних залишків.

Враховуючи, що кількість кислотних залишків залежить від заряду йона металу, то можна вважати, що у знаменнику записано добуток кількості йонів металу на їхній заряд (або добутку кількості кислотних залишків на їхній заряд).

Наприклад:

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

Для газів замість еквівалентної маси можна визначати і використовувати еквівалентний об'єм (E_v) – це об'єм, який займає один еквівалент газуваної речовини за нормальних умов.

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

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

E_v кисню O_2 дорівнює

$$32 \text{ г } \text{O}_2 \text{ займають об'єм } 22,4 \text{ л,}$$

$$8 \text{ г/екв } \text{O}_2 - E_v,$$

$$E_v = 5,6 \text{ (л/екв).}$$

Закон еквівалентів: хімічні елементи і їхні сполуки взаємодіють одне з одним у кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам (маси реагентів прямо пропорційні масам їхніх еквівалентів або речовини реагують в еквівалентних кількостях):

$$m_1 / m_2 = E_1 / E_2 \quad \text{або} \quad m / V = E_m / E_v.$$

Приклад № 6.

Визначити атомну масу двовалентного металу, якщо 14,2 г оксиду цього металу утворюють 30,2 г сульфату.

Розв'язок: Позначимо еквівалент металу за x , тоді згідно із законом еквівалентів можна записати:

$$m_{\text{окси́ду}} / m_{\text{сульфату}} = (E_{\text{Ме}} + 8) / (E_{\text{Ме}} + 48),$$

де (48 – еквівалент сульфат-аніону), звідси $A_r = 27,5 \cdot 2 = 55$ (г/екв).

Відповідь: 55 г/екв.

Приклад № 7.

Який об'єм водню за н.у. виділився при взаємодії 0,24 г металу з кислотою, якщо еквівалентна маса металу дорівнює 12 г/екв?

Розв'язок: Враховуючи, що еквівалент Гідрогену масою 1 г/екв займає об'єм, що дорівнює 11,2 л (тобто еквівалент гідрогену в одиницях об'єму дорівнює 11,2 л), закон еквівалентів записуємо у такому вигляді:

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

$$0,24 / V_{\text{H}_2} = 12 / 11,2;$$

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

Відповідь: 0,224 л.

Приклад № 8.

Окисненням двовалентного металу масою 5 г отримали 5,913 г його оксиду. Визначити масу еквівалента металу і назвати метал?

Розв'язок: Якщо, згідно з визначенням еквівалента речовини, масу еквівалента оксиду металу позначимо як

$$E_{\text{МеО}} = (E_{\text{Ме}} + 8) \text{ г},$$

то математичний вираз закону еквівалентів

$$m_{\text{Ме}} / m_{\text{МеО}} = E_{\text{Ме}} / E_{\text{МеО}};$$

набуває такого вигляду: $m_{\text{Ме}} / m_{\text{МеО}} = E_{\text{Ме}} / (E_{\text{Ме}} + 8)$,

$$E_{\text{Ме}} = m_{\text{Ме}} \cdot (E_{\text{Ме}} + 8) / m_{\text{МеО}} = 5 \times (E_{\text{Ме}} + 8) / 5,913;$$

$$5,913 E_{\text{Ме}} = 5 E_{\text{Ме}} + 40; \quad E_{\text{Ме}} = 43,81 \text{ (г)}; \quad \text{Метал – Sr.}$$

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, у бензену (C_6H_6) та ацетилену (C_2H_2) відношення між числом атомів Карбону та Гідрогену однакові 1 : 1, то ж найпростіша формула CH . Для визначення найпростішої формули складної речовини достатньо знати її кількісний склад і атомні маси елементів, які її утворюють.

Приклад № 9.

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

Розв'язок: Визначимо відношення між атомами Нітрогену та Оксигену – найпростішу формулу:

$$x : y = 30,43/14 : 69,57/16 = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Найпростіша формула NO_2 . Істинну молекулярну масу сполуки визначимо, враховуючи її густину за воднем

$$D : M_{\text{реч}} = 2 D_{H_2} = 46 \times 2 = 92.$$

Молекулярна маса, що відповідає найпростішій формулі речовини, дорівнює $14 + 32 = 46$. Отже, істинна молекулярна маса у два рази більша за розраховану за найпростішою формулою, тому індекси біля символів елементів повинні бути подвоєні. Істинна формула речовини має вигляд N_2O_4 .

Відповідь: N_2O_4 .

Приклад № 10.

При повному згорянні вуглеводню утворилось 13,2 г CO_2 та 6,25 г H_2O . Густина випарів вуглеводню за воднем дорівнює 43. Встановити молекулярну формулу речовини.

Розв'язок. Вуглеводень має у своєму складі Карбон і Гідроген. Визначаємо маси Карбону та Гідрогену, враховуючи вказані кількості утворених CO_2 і H_2O , складаючи відповідні пропорції:

1 моль (44 г) CO_2 містить 12 г Карбону,

$$\text{а } 13,2 \text{ г} \quad \rightarrow \quad \text{х г,}$$

$$\text{х} = 12 \times 13,2 : 44 = 3,6 \text{ г}$$

Аналогічно визначаємо масу Гідрогену, що міститься у 6,25 г води:

1 моль H_2O (18 г) містить 2 г Гідрогену

$$\text{а } 6,25 \text{ г} \quad \rightarrow \quad \text{х г,}$$

$$\text{х} = 6,25 \times 2 : 18 = 0,7 \text{ г.}$$

Отже, вуглеводень містить 3,6 г Карбону і 0,7 г Гідрогену.

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

$$\text{х} : \text{у} = 3,6 / 12 : 0,7 / 1;$$

$$\text{х} : \text{у} = 0,3 : 0,7;$$

$$\text{х} : \text{у} = 1 : 2,33,$$

що суперечить закону кратних відношень. Зведемо відношення атомів Карбону та Гідрогену до простих цілих чисел: $\text{х} : \text{у} = 3 : 7$. Отже, найпростіша формула речовини C_3H_7 . Такій формулі відповідає молекулярна маса сполуки 43. Визначимо молекулярну масу сполуки за значенням її густини за воднем.

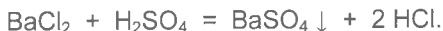
$$\text{M} = \text{D}_{\text{H}_2} \times \text{M}_{\text{H}_2} = 43 \times 2 = 86.$$

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

Відповідь: C_6H_{14} .

Стехіометричні розрахунки

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



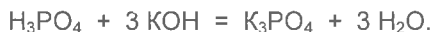
Рівняння показує, що 208,3 масові частини (м.ч.) барій хлориду в розчині реагують з 98 м.ч. сульфатної кислоти, утворюючи 233,3 м.ч. барій сульфату та 71 м.ч. хлоридної кислоти, тобто маси реагентів і продуктів реакції відносяться між собою як їхні молекулярні маси з врахуванням коефіцієнтів. У рівнянні хімічної реакції відповідними коефіцієнтами відображено число моль реагентів, і, якщо відомі маса та число моль одного з реагентів, то складаючи відповідні пропорції, можна визначити масу будь-якої іншої речовини.

Якщо в реакції беруть участь речовини в газуватому стані, то рівняння реакції дозволяє визначити їхні об'ємні відношення.

Приклад № 11.

Визначити масу калій ортофосфату, утвореного при повній нейтралізації ортофосфатної кислоти калій гідроксидом масою 42 г.

Розв'язок. Складаємо рівняння реакції:



Обчислюємо молекулярні маси реагентів і складаємо пропорцію:

212 г K_3PO_4 утворюється зі 168 г KOH (3 моль · 56 г),

а x г $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ з 42 г KOH,

$$x = (212 \times 42) / 168 = 53 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 53 г.

Приклад № 12.

Який об'єм водню за н.у. потрібно витратити для відновлення 125 г MoO_3 до металу?

Розв'язок. Записуємо рівняння реакції:



Згідно з рівнянням реакції для відновлення 1 моль MoO_3 треба 3 моль H_2 .

Складаємо пропорцію:

$$144 \text{ г MoO}_3 \text{ взаємодіють з } 3 \times 22,4 \text{ л H}_2$$



$$x = 58,26 \text{ л}.$$

Відповідь: 58,26 л.

Приклад № 13.

Розчин, який містить 19,6 г ортофосфатної кислоти, поглинув 11,2 л амоніаку (за н. у.). Визначити, які солі та в яких кількостях утворилися?

Розв'язок. Залежно від кількості речовини NH_3 , взаємодія амоніаку з ортофосфатною кислотою описується такими рівняннями:



Обчислюємо кількість моль реагентів, які беруть участь в реакції:

$$v(\text{H}_3\text{PO}_4) = 19,6 : 98 = 0,2 \text{ моль}$$

$$v(\text{NH}_3) = 11,2 : 22,4 = 0,5 \text{ моль}.$$

Отже, відношення кількості речовини реагентів становить $0,5 : 0,2 = 2,5 : 1$. Тому взаємодія описується другим рівнянням реакції, де відношення компонентів становить $2 : 1$, і при взаємодії 0,4 моль амоніаку з 0,2 моль H_3PO_4 утвориться 0,2 моль $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

0,1 моль амоніаку залишився в надлишку, і на другій стадії амоніак буде далі реагувати з $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ з утворенням $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ за реакцією:



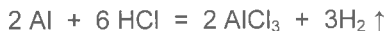
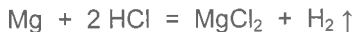
Згідно з рівнянням реакції 0,1 моль амоніаку утворює ще 0,1 моль $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, а 0,1 моль $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ залишиться невитраченим.

Відповідь: Внаслідок взаємодії утвориться 0,1 моль або 13,2 г $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ і 0,1 моль $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ або 14,9 г.

Приклад № 14.

При взаємодії хлоридної кислоти зі сплавом магнію з алюмінієм масою 1,2 г виділився об'єм газу 1,42 л, виміряний при 23°C і тиску 100,7 кПа. Визначити склад сплаву у масових частках.

Розв'язок. Взаємодія сплаву з кислотою відбувається за такими реакціями:



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

1) 24 г Mg витісняє з кислоти 22,4 л H_2 (за н.у.)

$$1,2 - x \text{ (г)} \rightarrow y \text{ H}_2 \text{ (л)}$$

2) 27 г Al витісняє з кислоти $3 \times 22,4$ л H_2 (за н.у.)

$$x \text{ (г)} \quad z \text{ (л) H}_2$$

З першої пропорції

$$y = 22,4 (1,2 - x) / 24 \text{ (л)};$$

а з другої

$$z = x \cdot 67,2 / 54 \text{ (л)}.$$

Сума об'ємів $y + z = V_0$ – об'єм водню, що виділився за н.у.

То ж, приведемо об'єм водню, що виділився, до н.у., скориставшись рівнянням об'єднаного газового закону:

$$P_0 V_0 / T_0 = P V / T ,$$

звідки

$$V_0 = P V T_0 / P_0 T .$$

Підставляючи дані, одержимо:

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

Отже, $y + z = 1,28$ (л). Обчислюємо x :

$$[22,4 \times (1,2 - x) / 24] + [x \times 67,2 / 2 \times 27] = 1,28.$$

$$x = 0,51 \text{ (г)}.$$

Визначаємо масову частку алюмінію:

Масу наважки сплаву 1,2 г приймаємо за 1 частку

$$a \ 0,51 \text{ г} \quad \rightarrow \quad x \text{ частки}.$$

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

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

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

Розрахункові задачі

1. Обчислити об'єм газу, який виділиться при розчиненні алюмінію масою 10,8 г у надлишку хлоридної кислоти при $t = 10^\circ\text{C}$ і $P = 730$ мм рт. ст.
2. Для ацетилену C_2H_2 обчислити: 1) масу 1 л газу за н. у. 2) який об'єм займе газ визначеної маси при температурі $t = 17^\circ\text{C}$ і тиску $P = 3$ атм; 3) відносну густину ацетилену за воднем і за повітрям.
3. При спалюванні 8 г органічної речовини утворилося 11,73 г карбон діоксиду та 4,8 г води. Визначити молекулярну формулу речовини, якщо 8 г її випарів займає об'єм 5,97 л (за н. у.).
4. При спалюванні певної маси невідомої речовини утворилося 0,27 г води та 168 мл азоту (за н. у.). Визначити молекулярну формулу речовини, якщо відносна густина її випарів за повітрям – 1,1.
5. Органічна речовина містить 85,71% Карбону та 14,29% Гідрогену. Визначити молекулярну формулу речовини, якщо 42 г її при 127°C і тиску 5 атм займають об'єм 3,28 л.
6. Визначити кількість речовини гідроген хлориду (хлороводню) для одержання 174 мл водню за умов: 1) $P = 755$ мм рт. ст., $t = 14^\circ\text{C}$; 2) $P = 100,4$ кПа, $t = 25^\circ\text{C}$.

7. Суміш однакових об'ємів водню та кисню міститься у сталевому циліндрі під тиском 0,5 атм і температурі 150°C. Який тиск буде після вибуху суміші та приведенні вмісту циліндра до початкових умов?
8. Залізо масою 7 г витісняє з кислоти 2,8 л водню (за н. у.). Яка валентність феруму в утвореній сполуці?
9. Кристалогідрат натрій броміду масою 1,39 г помістили у розчин, який містить надлишок аргентум нітрату, і отримали 1,88 г осаду. Визначити формулу кристалогідрату.
10. Визначити молярну масу газу, якщо його зразок масою 0,750 г при 20°C і $0,989 \cdot 10^5$ Па займає об'єм 4,62 л. Назвати газ.
11. Визначити, який об'єм займає за нормальних умов суміш, що складається з 1,44 моль кисню, 1,83 моль азоту, 1,13 моль карбон діоксиду і 0,60 моль сульфур діоксиду.
12. Обчислити об'ємну частку (у %) хлору в суміші з азотом, якщо, пропускаючи 2 л суміші через надлишок розчину калій йодиду, отримали 0,254 г йоду. Об'єм приведено до нормальних умов.
13. Об'єм ґумової камери автомобільної шини дорівнює 0,040 м³. Який тиск у камері, якщо при 17°C у ній міститься повітря масою 160 г?
14. Визначити склад газової суміші, що містить азот і водень, якщо при температурі 127°C і тиску 10 атм її густина становить 1,28 г/л.
15. Визначити масу твердого залишку, який утворився при термічному розкладанні 16 кг вапняку, що містить 6% термічно стійких домішок.
16. Скільки літрів кисню необхідно для спалювання 20 л газу, густина якого за воднем – 12, а у складі газу містяться етан і метан.
17. Визначити склад газової суміші, яка містить водень і кисень, якщо густина суміші за воднем становить 10.
18. При окисненні 8,71 г металу одержали 9,71 г його оксиду. Визначити еквівалент металу.

Лабораторна робота № 1 ВИЗНАЧЕННЯ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТУ МАГНІЮ

Методика експерименту

Скласти прилад, як показано на рис. 1. Заповнити водою мірний циліндр повністю, а кристалізатор на 2/3 висоти. 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. Перевірити прилад на герметичність.

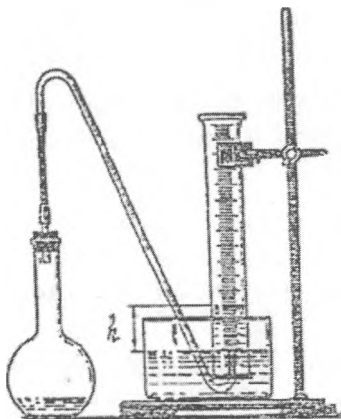


Рис. 1. Схема приладу.

У плоскодонну колбу місткістю 250 мл налити 20 мл розведеної ортофосфатної кислоти (або хлоридної кислоти) так, щоб не змочити горло колби. Колбу з кислотою нахилити і на суху стінку горла колби помістити наважку магнію, загорнену в клаптик фільтрувального паперу. Гумовий корок газовідвідної трубки щільно вставити в отвір колби. Обережно струсити магній разом з папером у розчин кислоти. Для прискорення взаємодії металу з кислотою реакційну суміш у колбі можна обережно перемішати, притримуючи газовідвідну трубку біля стінки кристалізатора.

Записати рівняння реакції.

По закінченні реакції за об'ємом витісненої з циліндра води визначити об'єм виділеного газу та виміряти лінійкою висоту водяного стовпчика від поверхні води у кристалізаторі. Після завершення експерименту розібрати прилад.

Одержані результати записати у таблицю:

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

За рівнянням об'єднаного газового закону (рівняння Клапейрона) обчислити, який об'єм займав би виділений водень за нормальних умов:

$$P_0 \cdot V_0 / T_0 = P \cdot V / T,$$

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

$$P = P_{\text{атм}} - h - P_{\text{води}},$$

де $P_{\text{води}}$ – тиск насиченої водяної пари у рівновазі з водою (додаток Г); $h = h_{\text{в}} / 13,6$ (мм рт. ст.), а 13,6 – густина ртуті (для перерахунку висоти водяного стовпчика на висоту ртутного стовпчика).

Масу еквівалента металу визначити згідно із законом еквівалентів за відношенням:

$$m / V_0 = E_{\text{експ}} / 11200,$$

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

Абсолютну та відносну похибки визначити за формулами:

$$|\Delta X| = |E_{\text{теор.}} - E_{\text{експ.}}| = |24,31 / 2 - E_{\text{експ.}}|$$

$$\Delta X (\text{в } \%) = |\Delta X| / 12,16 \cdot 100\%,$$

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

Завдання для перевірки знань

1. Пояснити фізичний зміст рівняння об'єднаного газового закону.
2. Чому дорівнюють P_0 і T_0 ?
3. За яким рівнянням можна визначити $V_0(\text{H}_2)$?
4. Як можна визначити $P(\text{H}_2)$, $V(\text{H}_2)$, T ?
5. Навіщо та за яким рівнянням обчислюється тиск водню у циліндрі?
6. Як визначити тиск водяного стовпчика?
7. Як за допомогою висоти водяного стовпчика визначити висоту ртутного стовпчика?
8. Як визначити об'єм еквівалента водню?
9. Який математичний вираз закону еквівалентів використано для розрахунків у даній роботі?
10. Як обчислити масу еквівалента маґнію?
11. Як обчислити абсолютну та відносну похибки при визначенні маси еквівалента маґнію?

Розрахункові задачі

1. Визначити масу маґнію необхідну для одержання 189 мл водню за умов: $t = 19\text{ }^\circ\text{C}$, $P = 1,05\text{ атм}$.
2. Який об'єм водню виділиться при взаємодії 0,190 г маґнію з надлишком розчину хлоридної кислоти за умов: $t = 15\text{ }^\circ\text{C}$, $P = 755\text{ мм рт. ст.}$?
3. Обчислити кількість речовини хлороводню для одержання 180 мл водню за умов: $t = 18\text{ }^\circ\text{C}$, $P = 100,45\text{ кПа}$.
4. Певний метал, маса еквіваленту якого дорівнює 20 г/екв, витіснив з кислоти 448 мл водню (за н. у.). Визначити використану масу металу.
5. Визначити еквівалент металу, якщо для розчинення 11,2 г його необхідно 14,6 г хлоридної кислоти.
6. Маса еквіваленту невідомого металу дорівнює 9 г/екв. Скільки грамів цього металу необхідно, щоб витіснити 22,4 л водню з кислоти за н. у.

7. Визначити масу еквівалента металу, якщо цей метал масою 0,6 г при взаємодії з кислотою витіснив 565,6 мл водню, виміряного при 22 °С і тиску 108,4 кПа.
8. Визначити кількість речовини хлороводню для одержання 183 мл водню ($t = 18\text{ }^{\circ}\text{C}$, $P = 745\text{ мм рт. ст.}$).
9. Який об'єм водню виділиться ($t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$, $P = 100,4\text{ кПа}$) при взаємодії 0,205 г маґнію з надлишком хлоридної кислоти?
10. Визначити масу маґнію необхідну для одержання 190 мл водню ($t = 16\text{ }^{\circ}\text{C}$, $P = 96,5\text{ кПа}$).
11. Визначити кількість речовини хлороводню для одержання 174 мл водню ($t = 14\text{ }^{\circ}\text{C}$, $P = 755\text{ мм рт. ст.}$).
12. При розчиненні у воді 1,6 г металу виділилося 0,896 л водню (за н.у.). Визначити масу еквівалента металу.
13. Який об'єм займає при температурі 20 °С і тиску 250 кПа газ кількістю речовини 3 моль?
14. Визначити молекулярну масу газу, якщо 18,3 л цього газу при температурі 20 °С і тиску 100 кПа мають масу 33,05 г.
15. Визначити кількість речовини газу, який при температурі 27 °С і тиску 3 атм займає об'єм 10 л.
16. Яка кількість молекул газуватої речовини займе об'єм 2,5 л при температурі 27 °С і тиску 750 мм рт. ст.?
17. При відновленні воднем металу з оксиду металу масою 1,34 г утворилося 0,323 г води. Визначити масу еквівалента металу.
18. При температурі 17 °С газ займає об'єм 700 мл. Який об'єм займе та сама кількість газу при 100 °С?
19. Тиск газу в закритій посудині при 12 °С становить 96,8 кПа. Який тиск буде в посудині, коли газ нагріти до 70 °С?
20. Окисненням двовалентного металу масою 1,6 г отримали 2 г його оксиду. Визначити масу еквівалента металу і назвати метал?
21. Метал А вступає в реакцію з азотом повітря, при цьому утворюється нітрид складу A_3N . Визначити метал, якщо відомо, що в реакції повністю провзаємодіяло 1,4 г металу А і утворилося 2,33 г його нітриду.

БУДОВА АТОМА. РАДІОАКТИВНІСТЬ

План до теми:

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

Складність будови атома та її експериментальне доведення

До кінця XIX ст. у хімії панували метафізичні уявлення про атом. Вважали, що атом – це найменша 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 атома, є відкриття електрона та явища радіоактивності.

Перші відомості про складність будови атома було отримано при вивченні катодного випромінювання, яке утворюється внаслідок проходження електричного струму крізь розріджені гази. Катодне випромінювання виникає у безповітряному просторі

скляної посудини, в яку впаяні металеві катод і анод, до яких підведена висока напруга. 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 ($1,602 \cdot 10^{-19}$ кул) і масу ($9,1094 \cdot 10^{-31}$ кг) електрона.

Надзвичайно важливе значення у встановленні складної будови атома мало відкриття і вивчення явища радіоактивності. Відомо, що деякі речовини під дією світла, самі продовжують певний час світитися. Це явище називається фосфоресценцією. Досліджуючи дію різних речовин на фотопластинку вчені А. Беккерель, М. Складовська-Кюрі та П. Кюрі помітили, що сполуки урану й торію випромінюють невидимі промені, які, проникаючи крізь папір, дерево, тонкі пластинки металу, спричинюють 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. Резерфорд 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 нег'ятивно зарядженими частинками малої маси та називаються *β-променями*. Це – потік електронів. Промені, які відхиляються до нег'ятивного 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 нег'ятивно 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 деякі властивості атома (випромінювання, розсіювання, поглинання світла), проте більшість результатів експериментів Е. Резерфорда вона пояснити не могла.

Е. Резерфорд у 1911 році запропонував ядерну модель атома. В центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома. Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра. Між ядром і електронами діють електростатичні (кулонівські) сили, врівноважені відцентровою силою, що виникає внаслідок руху електронів. Ядерною моделлю атома Е. Резерфорда 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 при проходженні 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 паром, складається з електромагнітних хвиль певної довжини, що утворюють спектри, які складаються 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 атома Н. Бора

У 1913 р. датський фізик Н. Бор, враховуючи наукові досягнення вчених-попередників, зокрема: лінійчастий характер

атомних спектрів, ядерну модель Е. Резерфорда, а також квантову теорію світла ($E = hu$, де E – кількість енергії; u – частота коливань; $h = 6,62 \times 10^{-34}$ 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 певних колових орбітах, які називаються стаціонарними або квантовими орбіталями.

Другий постулат Бора: електрон не випромінює енергію, перебуваючи та обертуючись на стаціонарних орбіталях.

Третій постулат Бора: лише при переході з однієї стаціонарної орбіталі на 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 на віддаленішу від ядра орбіту, треба подолати притягання електрона до позитивно зарядженого ядра, що потребує затрати енергії. Такий процес супроводжується поглинанням кванта енергії. Енергія атома при такому переході збільшується, і атом переходить у збуджений стан. Повернення електрона до початкового (основного) стану зумовлює зменшення енергії атома, при цьому 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 колових орбіталях, а електрон є класичною матеріальною частинкою. Проте нові дослідження Л. Де Бройля, Е. Шредінґера та В. Гейзенберґа, а також нові уявлення про електрон примусили вчених відмовитися від прийнятої раніше моделі атома, в якій електрон рухається по певних колових або еліптичних орбітах, і змусили розглядати електрон одночасно і як частинку, і як хвилю.

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. Шредінґера:

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

де m – маса електрона; h – стала Планка; E – повна енергія електрона; U – потенційна енергія електрона. Квадрат амплітуди ψ^2 виражає ймовірність перебування електрона у певній точці атомного простору, а величина $\psi^2 dv$ – ймовірність перебування електрона в елементі об'єму dv . Електрон ніби «розмитий» навколо ядра по сфері, віддаленій від ядра на певну відстань. Простір навколо ядра, в якому найімовірніше перебуває електрон, називається орбіталлю.

Орбіталь – математичне поняття, зміст якого впливає з хвильового рівняння. Тобто, хвильова функція є результатом розв'язку рівняння Е. Шредінґера і називається орбіталлю.

Квантові числа

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

Головне квантове число n – визначає радіус квантового рівня (середню відстань від ядра до ділянки максимальної електронної густини) або енергію електрона на певному рівні. 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_n введено для характеристики значення енергії електрона на підрівні або форми електронних орбіталей. Воно відповідає значенню орбітального моменту кількості руху електрона і може мати значення від 0 до $(n - 1)$. Кожному числу l_n відповідає певний підрівень, який позначається цифрами і маленькими латинськими буквами:

орбітальне квантове число, l_n	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 кулі; p -орбіталі – форму гантелі, d -орбіталі – подвійної гантелі, f -орбіталі – складнішої форми. Відповідно, електрони, які перебувають на цих орбіталах називаються s -електронами; p -електронами; d -електронами та f -електронами. Тому, на першому енергетичному рівні можуть бути лише s -електрони; на другому s - і p -електрони; а на третьому s -, p -, d -електрони і так далі на інших рівнях.

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

Наприклад: у позначеннях підрівнів

$$3s \quad n = 3, \text{ а } l = 0;$$

$$4p \quad n = 4; l = 1.$$

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

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

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

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

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

для f -електронів $l = 3$; 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 тощо.

На відміну від кулястої s -орбіталі p -, d - і f -орбіталі мають певний напрямок у просторі. За характером орієнтація у просторі p -орбіталей нагадує форму гантелей, витягнутих вздовж відповідних осей координат $x-x''$, $y-y''$ і $z-z''$ та позначається, відповідно, p_x , p_y і p_z . Форма d -орбіталей являє собою подвійну гантель, яка розташована під кутом 45° між осями координат (d_{xy} , d_{xz} , d_{yz}) або збігається з напрямком осей координат ($d_{x^2-y^2}$, d_{z^2}). Форма f -орбіталей ще складніша.

Кожну орбіталь графічно зображують у вигляді квадрата (квантової комірки) □.

Для s -електронів може бути одна орбіталь – одна комірка; для p -електронів – три □□□; для d -електронів – п'ять □□□□□ тощо.

Спінове квантове число S_m або s характеризує рух електрона довкола своєї осі та може мати тільки два значення $+1/2$ або $-1/2$. Спін зображують протилежно напрямленими стрілками $\downarrow\uparrow$ або $\uparrow\downarrow$. Спіни електронів напрямлені в один бік називаються антипаралельними.

Електронні структури (формули, конфігурації) атомів

При заповненні 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 зростає в міру збільшення суми головного і орбітального квантових чисел ($n + l$). Відповідно до цього він сформулював своє **перше правило**: заповнення електронних орбіталей відбувається у порядку збільшення суми головного і 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 напрямі зростання головного квантового числа.

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

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

На кожному наступному енергетичному рівні енергія електронів більша, ніж на попередньому. У межах певного енергетичного рівня енергія електронів збільшується при переході з s - на p -орбіталь або з p - на d -орбіталь.

При заповненні 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 на кожній орбіталі, яка характеризується певним значенням n , l_n і m_l може перебувати не більше двох електронів, спіни яких мають протилежні знаки. Принцип Паулі дозволяє встановити максимально можливе число електронів на кожному рівні та підрівні. Наприклад, на першому енергетичному рівні при значенні 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.

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

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

На другому енергетичному рівні:

$$n = 2; l = 0; m_l = 0; s_m = +1/2;$$

$$n = 2; l = 1; m_l = -1, 0, +1; s_m = +1/2.$$

Отже, на другому енергетичному рівні на s -підрівні перебувають два електрони, а на p -підрівні – шість, разом вісім електронів. Легко обчислити, що на третьому енергетичному рівні можуть перебувати максимум – 18 електронів, а на четвертому – 32, і так на інших рівнях.

Заповнення електронами орбіталей відбувається згідно з правилом Гунда: сумарне спінове число певного рівня має бути максимальним. Наприклад, якщо атом має три електрони на p -підрівні, то вони розміщуються на p_x , p_y і p_z орбіталах, тобто по одному електрону з паралельними спінами на кожній орбіталі. Далі орбіталі заповнюються електронами з антипаралельними спінами.

Розміщення електронів по підрівнях на орбіталах називається електронною конфігурацією. У записі електронної конфігурації вказують енергетичний рівень (значення головного квантового числа 1, 2, 3...), потім маленькими латинськими буквами s -, p -, d -, f - підрівень, а число електронів на підрівні позначають маленькою арабською цифрою у верхньому правому індексі. Наприклад, розподіл електронів на третьому енергетичному рівні: $3s^2 3p^6 3d^{10}$.

Будова електронних рівнів і підрівнів у атомах різна і залежить від місця елемента у Періодичній системі Д.І. Менделєєва.

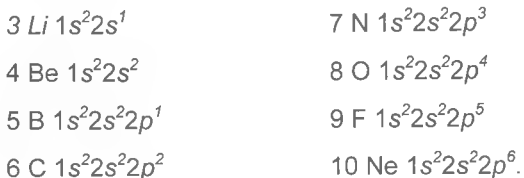
Перший період складається з двох елементів: Н ($Z = 1$) і Не ($Z = 2$). У цих елементів відбувається забудова К-рівня ($n = 1$).

Електронна будова атома Гідрогену записується так: $^1\text{H}, 1s^1$.

Атом Гелію має два електрони: $^2\text{He}, 1s^2$.

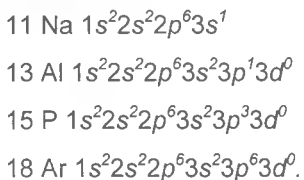
Перший період складається з двох *s*-елементів. *Елементи, в атомах яких у процесі заповнення перебувають s-орбіталі, називаються s-елементами.*

Другий і третій періоди містять по вісім елементів. У атомах елементів другого періоду відбувається забудова *L* рівня ($n = 2$).



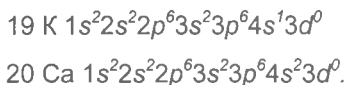
Атомом *Ne* завершується другий період Періодичної системи елементів і забудова другого *L*-енергетичного рівня. Другий період налічує *2s*-елементи і *6p*-елементів. *Елементи, в атомах яких електрони заповнюють p-орбіталі, називаються p-елементами.*

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

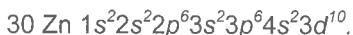
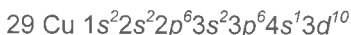
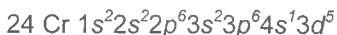
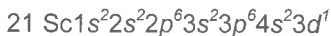


Третій період містить два *s*-елементи і шість *p*-елементів.

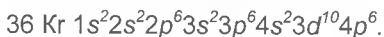
У четвертому і п'ятому періодах міститься по 18 елементів. У атомах елементів четвертого періоду відбувається забудова *N*-рівня ($n = 4$). У атомах перших двох елементів *K* і *Ca* заповнюється *4s*-орбіталь. Вакантна *3d*-орбіталь екранована електронним шаром $3s^2 3p^6$. Завдяки відштовхуванню від цього шару 19-го електрона Калію і 20-го електрона атома Кальцію більш енергетично вигідний *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 починається забудова 3d-підрівня, яка завершується у атомі Купруму:



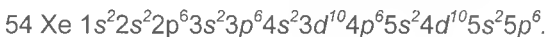
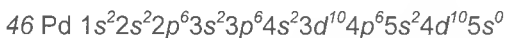
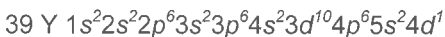
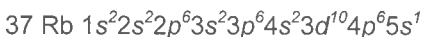
По закінченні заповнення 3d-орбіталі у атомах елементів Ga – Kr відбувається забудова електронами 4p-орбіталі. Четвертий період завершується елементом Криптоном, який належить до інертних газів:



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

Четвертий період містить 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).

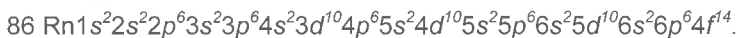
У п'ятому періоді заповнення енергетичних рівнів і підрівнів відбувається так само, як і у четвертому періоді. В атомах двох перших елементів Rb і Sr заповнюється 5s-орбіталь, а в атомах елементів Y – Cd та In – Xe 4d- та 5p-орбіталі, відповідно:



Отже, п'ятий період містить 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 починається забудова 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 відбувається забудова 4f-орбіталі. Окрім Лантану на 5d-орбіталах 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, шостий період складається з 2 s-елементів, 6 p-елементів, 10 d-елементів і 14 f-елементів. *Елементи, в атомах яких електрони заповнюють f-орбіталі, називаються f-елементами.*

Сьомий період ще не завершений, і заповнення енергетичних підрівнів відбувається аналогічно, як і в атомах елементів шостого періоду.

Розрахункові задачі

1. Природний Хлор складається з двох ізотопів і має середню атомну масу 35,453. Молярна частка ізотопу ^{35}Cl становить 77,35%. Визначити інший ізотоп.
2. Атомна маса природного Неону становить 20,2. Неон складається з двох ізотопів ^{20}Ne та ^{22}Ne . Визначити їхні молярні частки.
3. Відносна атомна маса Бору – 10,8. Природний Бор складається з двох нуклідів – ^{10}B і ^{11}B . Визначити масову частку нукліду ^{11}B у боратній кислоті H_3BO_3 .
4. 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 $A_r(^{18}\text{O}) = 17,999159$. Визначити відносну атомну масу Оксигену.

- Визначити середню атомну масу природного Літію, який складається з ізотопів ${}^7\text{Li}$ та ${}^6\text{Li}$ з молярними частками 94,1 % і 5,9 %, відповідно.
- Середня відносна атомна маса природного Аргентуму – 107,88. У природі зустрічаються нукліди ${}^{109}\text{Ag}$ та ${}^{107}\text{Ag}$. Визначити скільки грамів нукліду ${}^{109}\text{Ag}$ міститься у 2,5 моль аргентум нітрату.
- Скільки α -частинок утвориться за 10 сек. при розкладі Радію, що міститься у 5 г радій(II) нітрату, якщо 1 г Радію ${}^{226}\text{Ra}$ випромінює за 1 сек. $3,7 \cdot 10^{10}$ α -частинок?
- Записати електронні конфігурації елементів Si, Ca, In, Bi, Cl, I, Fe, Mo, Cu, Au, Pt, Os, Po.
- Написати повні та скорочені електронні формули таких йонів: Fe^{3+} , Se^{2-} , Cl^- , Al^{3+} . Визначити елементи, які мають електронну структуру, аналогічну електронній структурі цих йонів.
- Написати електронні формули таких йонів: Mg^{2+} , Sn^{2+} , K^+ , Fe^{3+} , Br^- , S^{2-} , N^{3-} . Визначити: а) загальне число електронів для кожного йону; б) скільки електронів перебувають на зовнішньому енергетичному рівні?
- Запропонувати формули двох сполук, у складі яких є лише йони з електронною конфігурацією $1s^2 2s^2 2p^6$.
- Для атома з електронною конфігурацією $1s^2 2s^2 2p^5$ впишіть у таблицю значення чотирьох квантових чисел, які визначають кожний з електронів у стані енергетичного спокою.

Номер електрона	1	2	3	4	5	6	7	8	9
n									
l_n									
m_l									
S_m									

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. 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. Варіанти табличного виразу Періодичної системи та їхні особливості.
5. Структура Періодичної системи: періоди, групи, підгрупи, ряди, родини.
6. s -, p -, d -, f -елементи і розміщення їх у Періодичній системі. Родини елементів.
7. Енергія йонізації, спорідненість до електрона, електронегативність, ступінь окиснення, валентність елементів і зміна їх у періодах і групах.
8. Радіуси атомів і йонів та зміна їх у періодах і групах.
9. Зміна властивостей простих речовин у періодах і групах.
10. Зміна властивостей сполук (оксидів і гідроксидів) хімічних елементів у періодах і групах.

Основним критерієм класифікації хімічних елементів є величини їхніх атомних мас. Д.І. Менделєєв розташував усі відомі на той час елементи за зростанням їхньої атомної маси і виявив періодичність повторювання властивостей елементів. І тому ***Періодичний закон у формулюванні Д.І. Менделєєва*** звучить так: *властивості елементів, а також властивості утворених ними простих і складних тіл перебувають у періодичній залежності від величини атомних ваг елементів.*

Графічним відображенням Періодичного закону є Періодична система елементів. Існує багато варіантів зображення Періодичної

системи. Найчастіше використовують дві форми таблиці: *скорочену і розгорнену*.

Основними структурними одиницями Періодичної системи є періоди і групи. Періодична система складається із *семи періодів і восьми груп* (у короткому варіанті таблиці).

Період – це горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені у порядку зростання їхніх атомних мас. Кожний період, окрім першого, починається лужним металом і закінчується інертним газом. Перший період має два елементи: H і He. Другий і третій містять по 8 елементів і складаються з одного ряду. Усі три періоди називаються *малими періодами*. Елементи, розміщені в другому і третьому періодах, називаються *типовими*, бо аналіз їхніх властивостей став основою для розподілу всіх інших елементів на вісім груп.

Четвертий і п'ятий періоди містять по 18 елементів, складаються з двох рядів і називаються *великими*. У шостому періоді міститься 32 елементи. Сьомий період – незакінчений.

Група – це вертикальний ряд, що містить елементи з *подібними властивостями*. Кожна група складається з двох підгруп; *головної і побічної*. Підгрупи, у складі яких є елементи малих і великих періодів, називаються *головними*. Підгрупи, які містять лише елементи великих періодів, називаються *побічними*. Так, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr – головна підгрупа першої групи, а Cu, Ag, Au – побічна підгрупа першої групи.

Усі елементи однієї групи виявляють подібні хімічні властивості переважно у вищих ступенях окиснення, значення яких формально співпадають з номером групи. В групи об'єднуються не тільки подібні за хімічними властивостями елементи, а й елементи, які відрізняються один від одного. Властивості елементів головної та побічної підгруп однієї групи відрізняються. Так, головна підгрупа сьомої групи – галогени (F, Cl, Br, I, At) є типовими неметалами, а побічна підгрупа (Mn, Tc, Re) – типові метали. Елементи кожної підгрупи – *хімічні аналоги*.

Знаючи місце елемента в Періодичній системі, можна передбачити властивості його сполук, користуючись такими відомостями:

1. У групах зі зростанням атомної маси закономірно зростають металічні властивості. Так, серед лужних металів Li, Na, K, Rb, Cs, Fg найактивнішим є Францій.

2. У малих періодах хімічні властивості змінюються від металічних через проміжні між металічними і неметалічними до неметалічних. Для елементів великих періодів ця закономірність дещо ускладнюється. Перехід від металічних до неметалічних властивостей не такий різкий як у коротких періодах. Періодична зміна властивостей елементів всередині великих періодів дає змогу розділити їх на два ряди, де друга частина періоду повторює першу.

3. Особливу подібність виявляють 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 більш подібні властивості, ніж елементи-аналоги у підгрупах.

5. Посилення металічних властивостей елементів у підгрупах зверху вниз і послаблення цих властивостей у межах одного періоду зліва направо зумовлюють появу діагональної закономірності. Так, Be подібний до Al; B до Si; а Ti до Nb.

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

7. Склад вищих солетвірних оксидів елементів визначається номером групи.

Отже, всі елементи в Періодичній системі відповідно до їхніх властивостей утворюють вісім груп і сім періодів, періодично повторюючи хімічні та фізичні властивості у малих періодах через вісім елементів, а у великих – через 18 або 32 елементи.

Внутрішня та вторинна періодичність – закономірне послаблення металічних властивостей у періодах зліва направо та посилення їх у групах зверху вниз – теж доповнюють і уточнюють основні закономірності періодичної системи.

Внутрішня періодичність полягає в тому, що властивості елементів і їхніх сполук у горизонтальних рядах змінюються не періодично, а монотонно. Внутрішня періодичність для *p*-елементів пояснюється особливостями заповнення *p*-орбіталей електронами.

Для великих періодів внутрішня періодичність виявляється у певному посиленні металічних властивостей у середині періоду на тлі їх загального послаблення. Ще одним прикладом внутрішньої періодичності є повторення властивостей елементів у родині лантанодів La – Lu, пов'язане із заповненням їхніх *f*-орбіталей за правилом Гунда.

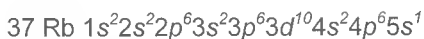
Вторинна періодичність – це періодична, а не монотонна зміна властивостей елементів та їхніх сполук у межах однієї підгрупи елементів. Типовим прикладом може бути стійкість оксигеновмісних сполук галогенів. Так, для Флуору не характерне утворення сполук з Оксигеном, а відомі OF₂ та O₂F₂ – нестійкі. Хлор утворює більше число сполук з Оксигеном, стійких за звичайних умов; для Броду не характерне утворення сполук з Оксигеном, а відомі Br₂O та BrO₂ розкладаються вже за звичайних умов. Йод утворює досить стійкі оксиди I₂O₄, I₂O₅, I₄O₉ (або I(IO₃)₃). Внутрішня періодичність характерна й для *d*- та *f*-елементів.

ЗМІНА ВЛАСТИВОСТЕЙ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ І ЇХНІХ СПЛУК У ПЕРІОДАХ І ГРУПАХ

Кількісною характеристикою, яка визначає природу елемента є не маса атома, а порядковий номер, який відповідає величині позитивного заряду ядра атома. То ж, 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 елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводжується періодичним повторенням подібних електронних утворень.

Лужні метали, наприклад, дуже подібні між собою за хімічними властивостями, тому що вони мають однакову структуру зовнішнього та передостаннього енергетичного рівнів:



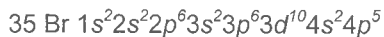
Отже, електронні аналоги мають аналогічні хімічні властивості.

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

Періоди у Періодичній системі – це послідовний ряд елементів, у атомах яких відбувається заповнення однакового числа квантових підрівнів. Номер періоду співпадає зі значенням головного квантового числа n зовнішнього енергетичного рівня.

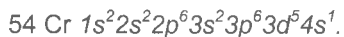
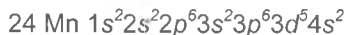
Періоди починаються елементами, в атомах яких на новому енергетичному рівні з'являється перший s -електрон і закінчуються інертними газами, в атомах яких повністю заповнюються p -підрівні зовнішніх енергетичних рівнів.

Розміщення у головних підгрупах груп s - і p -елементів 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 s -електронів зовнішнього і d -електронів передостаннього енергетичного рівнів:



Манган належить до побічної підгрупи сьомої групи, бо має $3d^5 4s^2$ – 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 s - і p -елементів заповнюється зовнішній енергетичний рівень, у d -елементів – передостанній, а у f -елементів – третій рівень іззовні. Тому й відмінність у властивостях найбільше виявляється у сусідніх s - і p -елементів. У d -елементів, а особливо у f -елементів того самого періоду відмінність у властивостях виявляється значно менше.

Елементи – аналоги, подібні за електронними структурами, але не тотожні, тому при переході від елемента до елемента у групах і періодах спостерігається не просто повторення властивостей, а певною мірою відбуваються їх закономірні зміни.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва – 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 елементів, а також їхніх сполук. Періодичний закон Д.І. Менделєєва є науковою основою розвитку сучасної хімії, теорії будови атома, теорії хімічного зв'язку, ядерної фізики та багатьох інших наук.

Приклад 1. Визначити відносну атомну масу Бору, якщо відомо, що атомна частка ізотопу ^{10}B дорівнює 19,6 %, а ізотопу ^{11}B – 80,4%.

Розв'язок.

Враховуючи, що *ізотопи* – 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 ізотопів розраховується за формулою:

$$A_r = (A_{r1} \times \omega_1 + A_{r2} \times \omega_2) / 100,$$

де ω – атомна частка ізотопу.

Обчислюємо середню відносну атомну масу Бору:

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

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

Питання для перевірки знань:

1. Принципи побудови Періодичної системи. Варіанти графічного зображення Періодичної системи та їхні особливості.
2. Характеристика основної структурної одиниці Періодичної системи – періоду.
3. Характеристика основної структурної одиниці Періодичної системи: групи.
4. Елементи малих періодів. Послідовність зміни властивостей елементів.
5. Елементи великих періодів. Певна «непослідовність» зміни властивостей елементів.
6. Фізичний зміст порядкового номера елемента у періодичній таблиці. Склад атомних ядер. Масове число.
7. Залежність металічних і неметалічних властивостей атома від розташування елементів у періодичній таблиці.
8. Діагональна закономірність у Періодичній системі.
9. Суть внутрішньої та вторинної періодичності.
10. Взаємозв'язок між розташуванням елементів у Періодичній системі та їхньою валентністю, а також властивостями їхніх сполук.
11. Окисно-відновні властивості елементів залежно від розміщення елемента у періодичній таблиці.
12. Як змінюється сила галогеноводневих кислот від Флуору до Йоду?

Розрахункові задачі

1. Розмістити елементи у порядку зростання їхньої відносної електронегативності у кожній із груп: 1) Cl, At, Br, F; 2) S, O, F, Mg; 3) P, N, As, Bi.
2. Записати символи хімічних елементів Al, Ba, Na, Mg, Sn у порядку зростання їхніх металічних властивостей.
3. Написати повну та скорочені електронні формули атома Флуору. Чому Флуор має максимальну валентність (I)?
4. Написати повну та скорочену електронні формули атома Pb ($Z = 82$).
5. Визначити середню атомну масу природного Літію, який складається з ізотопів ${}^7\text{Li}$ та ${}^6\text{Li}$ з молярними частками 94,1% та 5,9%, відповідно.
6. Елемент утворює з Гідрогеном газувату сполуку, що містить 12,5% Гідрогену. Його вищий солетворний оксид має формулу RO_2 . Який це елемент?
7. Відносна атомна маса елемента 31. Він утворює оксид, в якому масова частка елемента становить 0,437. Визначити формулу оксиду. Назвати елемент.
8. Відносна атомна маса природного Хлору 35,453. У природі зустрічаються два стійких ізотопи Хлору: ${}^{35}\text{Cl}$ та ${}^{37}\text{Cl}$. Визначити їхні молярні частки.
9. Природна мідь містить два ізотопи: ${}^{65}\text{Cu}$ та ${}^{63}\text{Cu}$. Визначити середню відносну атомну масу, якщо молярні частки цих ізотопів складають 27,3% та 72,7%, відповідно.
10. Вищий оксид елемента, який належить до п'ятої групи періодичної системи елементів, має відносну молекулярну масу 142. Визначити невідомий елемент, зобразити його електронно-графічну формулу, вказати можливі валентні стани, скласти формули оксидів і гідроксидів, а також вказати їхній характер.
11. Середня відносна атомна маса природного Аргентуму становить 107,88. У природі зустрічаються ізотопи ${}^{109}\text{Ag}$ та ${}^{107}\text{Ag}$. Визначити молярні частки ізотопів.

12. Елементи A і B належать до одного періоду і утворюють сполуку A_2B_3 . Елемента A утворює сполуку з Оксигеном, у якій масова частка Оксигену 47 %. Масова частка Гідрогену у сполуці з елементом B становить 5,9 %. Визначити ці елементи.
13. Елемент утворює з Гідрогеном газувату сполуку, що містить 12,5 % Гідрогену. Його вищий солетворний оксид має формулу RO_2 . Який це елемент?
14. Елемент, вищий оксид якого відповідає формулі E_2O_5 утворює з Гідрогеном сполуку, масова частка Гідрогену в якій становить 5,9 %. Визначити цей елемент.
15. Визначити склад атомів таких нуклідів:

Масове число	79	81	54	56	12	13	14	30	31	33
Елемент	Br	Br	Fe	Fe	C	C	C	P	P	P

17. Відповідно до запропонованого нижче плану, охарактеризувати за розміщенням у Періодичній системі хімічні елементи і їхні сполуки:

А. Що можна сказати про хімічний елемент знаючи:

- його порядковий номер;
- номер періоду;
- номер групи.

Б. Записати електронну формулу елемента.

В. Встановити:

- як змінюються фізичні та хімічні властивості елементів у періоді;
- як змінюються фізичні та хімічні властивості елементів у групі.

Г. Записати формули найбільш поширених сполук елементів.

Д. Визначити, як змінюються хімічні властивості сполук елементів у періодах і групах.

18. Згідно із запропонованим вище планом, на підставі Періодичного закону охарактеризувати за розміщенням у Періодичній системі хімічні елементи Cs, Al, N, Br, Fe, Xe та їхні сполуки.

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 водню.
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. Ординарний 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. Механізм його утворення.
11. Дативний зв'язок.
12. Йонний тип хімічного зв'язку. Характеристики йонного типу 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. Дефекти кристалічних ґраток.
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.

Лише деякі елементи зустрічаються в природі у вигляді окремих (вільних) атомів: He, Ne, Ar, Xe, Kr. Атоми всіх інших елементів взаємодіють між собою або з атомами інших елементів, утворюючи прості (H₂, O₂, N₂, P₄, S₈) або складні (H₂O, NaOH, H₂SO₄, KMnO₄) сполуки. Хімічна взаємодія між окремими атомами та молекулами приводить до зменшення сумарної енергії системи між атомами внаслідок утворення хімічного зв'язку:



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

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

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

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

Енергія йонізації – це мінімальна енергія, необхідна для відриву електрона від атома у стані спокою та утворення позитивно зарядженої частинки – йона, позначається літерою *I* та вимірюється у кДж/моль або еВ/атом. Енергія йонізації залежить від заряду ядра, електронної конфігурації атома та відстані між ядром і електронами на зовнішньому енергетичному рівні. У межах періодів найменшу енергію йонізації мають s-елементи, а найбільшу енергію – p- та d-елементи VII та VIII груп. Енергія йонізації в рядах перехідних елементів змінюється у незначній мірі. В межах підгруп зі збільшенням атомної маси елемента і збільшенням 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 більш «металічний» елемент.

Нейтральні атоми, приєднуючи електрони, утворюють неґативно заряджені частинки – йони. **Спорідненість до**

електрона – це енергетичний ефект приєднання електрона до нейтрального атома, молекули чи радикала з перетворенням на негативно заряджений йон, позначається літерою **A** та вимірюється у кДж/моль або еВ/атом. Найбільшу спорідненість до електрона мають р-елементи VII групи (F, Cl, Br, I), а найменшу – s-елементи і s²p⁶-елементи (інертні гази). Спорідненість до електрона атомів металів близька до нуля, тобто приєднання електронів до атомів металів енергетично не вигідне. А спорідненість до електрона атомів неметалів має додатне значення, цей процес енергетично вигідний. Величина спорідненості атома до електрона є кількісною характеристикою окисної активності елемента.

Електронегативність – це здатність атомів відтягувати на себе електронну густину, порівняно з іншими атомами тієї самої сполуки.

Електронегативність позначається літерою χ . Це величина умовна, безрозмірна, її можна розглядати як півсуму величини енергії йонізації атома та його спорідненості до електрона:

$$\chi = (I + A) / 2.$$

За методом Л. Полінґа електронегативність Флуору максимальна і дорівнює 4, з нею порівнюють електронегативність інших атомів:

	F	O	Cl	N	Br	S	C	P	H	Si	Al	Mg	Ca	Na	K
χ	4	3,44	3,16	3,04	2,96	2,58	2,55	2,19	2,2	1,9	1,61	1,3	1,0	0,93	0,82

Тип 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 при $\Delta\chi < 0,4$ – зв'язок вважається ковалентним. Однакові атоми в молекулах простих речовин утворюють ковалентний неполярний зв'язок (O₂, N₂, Cl₂).

Валентні електрони

Електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, називаються валентними. В елементів головних підгруп валентні електрони містяться на s - і p -орбіталях зовнішнього енергетичного рівня. В елементів побічних підгруп валентні електрони перебувають на s -орбіталі зовнішнього рівня та d -орбіталях передостаннього рівня (у d -елементах) або на f -орбіталях попереднього від передостаннього рівня (лантаноїди, актиноїди). Валентними, можуть бути не лише неспарені, але й спарені електрони. Так, атом карбону ($1s^2 2s^2 2p^2$) у стані спокою має на зовнішньому енергетичному рівні пару електронів на $2s$ -орбіталі, два неспарені електрони на $2p$ -підрівні та вакантну p -орбіталь. У процесі поглинання енергії електрони переходять у збуджений стан, пара електронів розпаровується, один електрон з $2s$ -орбіталі переходить на вакантну $2p$ -орбіталь, а такий атом карбону набуває чотири неспарені електрони і може утворювати чотири ковалентні зв'язки.

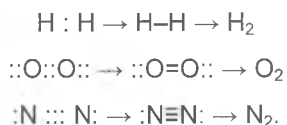
Ковалентний зв'язок

У 1916 р. американський фізик і хімік Дж. Люїс зробив припущення, що хімічний зв'язок виникає внаслідок утворення електронної пари, що належить одночасно двом атомам. Для теорії утворення ковалентного зв'язку він запропонував принцип (правило октету), який полягає у тому, що атоми утворюють хімічний зв'язок внаслідок віддавання чи приєднання такої кількості електронів, щоб утворилась завершена конфігурація атома з восьми електронів.

Тип хімічного зв'язку – йонний чи ковалентний – залежить від механізму передачі електронів. Якщо електрони цілком переходять від одного до іншого атома, утворюється йонний зв'язок. Якщо ж неспарені електрони, чи неподільна пара перебувають у спільному користуванні двох атомів, утворюється ковалентний зв'язок, відповідно, полярний чи неполярний, або ж донорно-акцепторний.

При утворенні ковалентного зв'язку з двох атомів, які містять неспарені електрони з антипаралельними спінами, за обмінним механізмом формується спільна електронна пара внаслідок перекривання електронних орбіталей (хмар). Так утворюються, наприклад, молекули H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2 , NH_3 , H_2O та інші.

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



Механізм утворення хімічного зв'язку, коли електрони розглядають як частки, був названий **методом валентних зв'язків (ВЗ)**. Метод валентних зв'язків ґрунтується на припущенні, що електрони, які не беруть участі в утворенні зв'язків, розміщені на тих самих орбіталях, що й в ізольованих атомах. Основу методу ВЗ становлять такі положення:

1. Ковалентний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно напрямленими спінами: спільна пара електронів належить обом атомам.

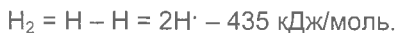
Різні комбінації двохелектронних зв'язків, локалізованих у просторі між двома ядрами, які відображають електронну структуру молекули, називають *валентними схемами*.

Усі можливі хімічні зв'язки в молекулі можна подати як комбінації двохелектронних зв'язків.

2. Міцність ковалентного зв'язку визначається мірою перекривання електронних хмар атомів, між якими виникає зв'язок: чим повніше перекриваються електронні хмари, тим міцніший зв'язок.

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

Енергія зв'язку E – це енергія, яку необхідно затратити, щоб зруйнувати хімічний зв'язок (розмірність – Дж/моль). Так, енергія зв'язку H_2 у кількості 1 моль дорівнює 435 кДж/моль. Якщо записати термохімічне рівняння



Відповідно, стільки ж енергії виділиться у процесі утворення 1 моль H_2 з його атомів:



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

Ковалентний зв'язок може бути **полярним** і **неполярним**.

Неполярний ковалентний зв'язок виникає внаслідок утворення електронних пар при взаємодії атомів одного і того ж елемента, тобто з однаковою електронегативністю, наприклад, у H_2 , F_2 , N_2 , O_2 . Утворені спільні пари електронів розташовані симетрично до ядер обох атомів і однаково належать обом атомам.

Полярний ковалентний зв'язок виникає внаслідок утворення електронних пар при взаємодії атомів різних елементів, які відрізняються за електронегативністю. Така спільна електронна пара зміщується до більш електронегативного атома, наприклад, у молекулах HCl , H_2O , NH_3 , H_2CO_3 , CH_3OH електронна пара зміщена від атома H до атомів Cl , O , N тощо. Цей тип хімічного зв'язку поширений як в органічних, так і в неорганічних сполуках.

Насиченість ковалентного зв'язку – це здатність атома утворювати певну (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 B , C , N можуть утворювати найбільше чотири ковалентні зв'язки, наприклад, у $[BF_4]^-$, CH_4 , $[NH_4]^+$, тому що в них є 4 валентні орбіталі: $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ або $\square \square \square \square$. Атоми 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 шість ковалентних зв'язків, наприклад, у комплексних аніонах $[AlF_6]^{3-}$, $[SiF_6]^{2-}$, $[PF_6]^-$, бо слід враховувати ще й просторовий фактор (розміри атомів).

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

У такий спосіб утворюються також амоній-йон $[NH_4]^+$, фосфоній-йон $[PH_4]^+$, гідразоній-йони $[N_2H_5]^+$ і $[N_2H_6]^{2+}$, йон гідроксонію $[H_3O]^+$ та інші.



Усі чотири утворені зв'язки $\equiv N-$ 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 електронною парою називається *простим* (одинарним чи ординарним), двома електронними парами – *подвійним*, трьома електронними парами – *потрійним*. Число спільних електронних пар, які поєднують атоми, визначає кратність зв'язку, тобто ковалентний зв'язок може бути простим (у молекулі H_2), подвійним (у молекулі O_2), потрійним (у молекулі N_2). Кратні зв'язки утворюються і між атомами різних елементів, наприклад, між атомами сульфуру та кисню 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**.

Оскільки валентний зв'язок, який з'єднує два ядра атомів на одній лінії з найменшою віддаллю між ними, тобто найменшою довжиною зв'язку, є найміцнішим і енергетично вигіднішим, то він утворюється першим в усіх випадках. На одній лінії зв'язку можуть перекриватися лише дві кулясті s-орбіталі, дві гантелеподібні p_x-орбіталі або одна s- і одна p_x- орбіталі – у цих випадках напрямок зв'язку збігається з віссю симетрії електронних орбіталей, і утворюється **σ-зв'язок**.

Позаяк, згідно з принципом Паулі, не можливе суміщення у просторі навіть двох ліній зв'язку, то електронні p_y- і p_z-орбіталі решти електронів кожного з атомів розміщуються перпендикулярно і до напрямку σ-зв'язку, і один до одного. Таке розміщення орбіталей є просторово незручним, перекривання електронних гантелеподібних p-орбіталей відбувається над лінією σ-зв'язку, площа перекривання орбіталей менша, ніж при утворенні σ-зв'язку, тому утворені **π-зв'язки** є значно слабшими, ніж σ-зв'язок. Утворення π-зв'язку реалізується також між електронами, які перебувають на p- і d-орбіталах. А між електронами, які перебувають на d-орбіталах, спочатку утворюється один енергетично вигідніший π-зв'язок і чотири **δ-зв'язки**, які ще менш міцні, ніж π-зв'язки.

Окрім того, π-зв'язки у молекулах можуть бути локалізовані, якщо об'єднані пари електронів належать двом атомним ядрам, і делокалізовані у випадку утворення багатоатомних молекул. Так, молекула бензолу C₆H₆ має форму правильного плаского шестикутника, у якому σ-зв'язки, утворені гібридизованими орбіталами атомів Карбону і атомів Гідрогену та розміщені у площині бензольного ядра, є локалізованими. А от π-зв'язки,

розміщені перпендикулярно до площини ядра, є делокалізованими. Електронна густина над площиною ядра і 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 O_2 , N_2 , C_2H_2 лише один з них може бути σ -зв'язком, а решта – π -зв'язки.

Гібридизація електронних 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. То ж, розглянемо це явище на прикладі утворення молекули BF_3 , при взаємодії атому 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 на $2s$ - і $2p$ - валентних орбіталях. В атомах Флуору неспарені електрони розміщені на p -орбіталі – $1s^2 2s^2 2p^5$. Отже, при утворенні трьох хімічних зв'язків між атомом Бору і трьома атомами Флуору повинні перекиватися одна $2s$ - і дві $2p$ -орбіталі атома Бору з $2p$ -орбіталями трьох атомів Флуору. Електронні $2s$ - і $2p$ -орбіталі Бору та $2p$ -орбіталі Флуору мають різну енергію, форму та орієнтацію у просторі, то ж, три утворені зв'язки будуть різні за енергією та довжиною. Проте експериментально встановлено, що всі три утворені зв'язки – рівноцінні, тобто мають однакові енергію і довжину. Такий ефект досягається завдяки процесу гібридизації орбіталей.

Гібридизація – процес перерозподілу та зрівноваження енергії орбіталей і взаємної зміни їхніх форм до повного перетворення їх на орбіталі з новими рівноцінними формами.

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

Атомні орбіталі (крім *s*-орбіталей) орієнтовані в просторі, і між ними утворюються певні *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°.

При *sp*-гібридизації *s*- і *p*-орбіталі утворюють дві *sp*-гібридні орбіталі, розміщені на одній прямій під кутом 180° одна до одної. Молекули лінійні, наприклад: BeF_2 , BeCl_2 , C_2H_2 , $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$.

При 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 .

При 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°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*, при якому один і той самий атом елемента може бути як донором, так і акцептором. Такий зв'язок може виникати між атомами, які мають на зовнішньому енергетичному рівні і неподільні пари електронів, і вільні електронні орбіталі. Наприклад, дативний зв'язок виникає при утворенні молекул хлору, завдяки наявності вільних *d*-орбіталей, на які можуть переходити неподільні пари електронів з *p*-орбіталей, як показано на рис. 2.

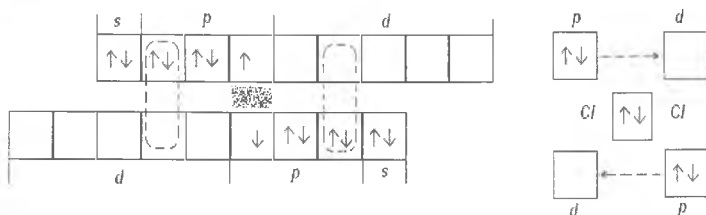


Рис. 2. Схема утворення дативного зв'язку.

Завдяки дативному зв'язку молекула, утворена ковалентним неполярним зв'язком, ще більше зміцнюється. Так, енергія зв'язку (у *кДж/моль*) в молекулі хлору 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, а в молекулі хлору сумарна енергія зв'язку між атомами більша внаслідок виникнення дативного зв'язку.

Містковий зв'язок

Завдяки участі в хімічному зв'язку неподілених пар електронів валентність елементів може підвищуватися, і виникають сполуки з містковими зв'язками. Наприклад, атом хлору: $\begin{matrix} \cdot\cdot \\ :Cl\cdot \\ \cdot\cdot \end{matrix}$ за рахунок одного неспарного електрона виявляє ковалентність, рівну одиниці, проте за рахунок неподіленої пари *p*-електронів він також може реалізувати зв'язок з атомами-акцепторами, утворюючи в такий спосіб полімерні ланцюгові структури. Наприклад, у сполуці $PdCl_2$ паладій є двовалентним, але кожен атом зв'язаний з чотирма атомами хлору, внаслідок чого утворюється полімерна сполука $(PdCl_2)_n$, як показано на рис. 3:

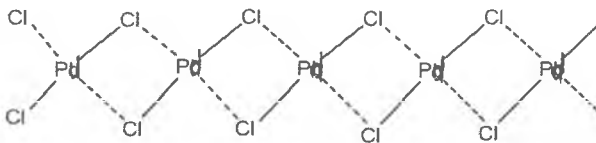
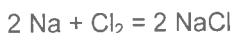


Рис. 3. Схема утворення місткового зв'язку.

Йонний зв'язок слід розглядати як крайній випадок полярного ковалентного зв'язку, коли спільна електронна пара настільки зміщена до одного з атомів, що практично належить лише цьому атому, внаслідок чого утворюються йони. Йони – це заряджені частинки, на які перетворюються атоми внаслідок втрати або приєднання електронів. Заряд нег'ативного йона – аніона дорівнює числу електронів, які атом приєднав, заряд

позитивного йона – катіона дорівнює числу електронів, які атом втратив. Протилежно заряджені йони притягуються один до одного, утворюючи йонні сполуки за механізмом йонного зв'язку:



Здатність електронів утворювати прості йони оцінюється величиною енергії йонізації та спорідненістю атомів до електрона. S-елементи з малою енергією йонізації, наприклад, лужні та лужно-земельні метали I-II груп утворюють лише катіони. P-елементи VII групи внаслідок їхньої великої спорідненості до електрона легко утворюють прості аніони. Отже, йонні сполуки найлегше утворюються при взаємодії лужних і лужно-земельних металів з галогенами та Оксигеном. Характерною ознакою йонного зв'язку є його ненасиченість і ненаправленість у просторі. Йонний зв'язок не має кратності.

Металічний зв'язок

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

Водневий зв'язок

Водневим називають зв'язок, який утворюється між атомом Гідрогену, який має надлишковий (ефективний) позитивний заряд δ^+ , однієї молекули і атомом більш електронегативного елемента

(F, O, Cl, N), який має надлишковий (ефективний) нег'ативний заряд δ^- іншої молекули. Він реалізується, наприклад, у таких сполуках як H_2O , HF, NH_3 , спиртах R-OH, кислотах (R-COOH) тощо. Водневий зв'язок значно слабший, ніж інші типи зв'язку. Енергія водневого зв'язку дорівнює 10-40 кДж/моль. Атоми та групи, що утворюють водневий зв'язок, розташовані вздовж прямої лінії. Зв'язок позначається крапками між цими атомами.

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

Так, температура кипіння речовини тим вища, чим більша молекулярна маса сполуки, але такі речовини як NH_3 , H_2O , HF, етанол, оцтова кислота з меншими молекулярними масами, мають високі температури кипіння, порівняно з їхніми аналогами чи ізомерами. Причина цього – міжмолекулярний водневий зв'язок, який призводить до утворення асоціатів $(\text{H}_2\text{O})_n$, димерів H_2F_2 тощо. Так, фторидна кислота в хімічних реакціях поводить себе як двохосновна, утворюючи гідрогенфториди:



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

Міжмолекулярні зв'язки. 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 в один тип як полярні. Враховуючи таку класифікацію і позначивши молекули двох типів через А і В, внаслідок виникнення між ними сил протягування або відштовхування можна передбачити такі варіанти взаємодії електронейтральних молекул:

A	B
а) полярна	полярна;
б) полярна	неполярна;
в) неполярна	неполярна.

Такі способи міжмолекулярної взаємодії називають ще Ван дер Ваальсовими силами.

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 позитивний кінець диполя А притягує до себе негативний кінець диполя В (рис. 4).

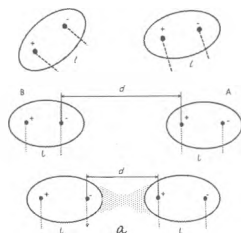


Рис. 4. Орієнтаційна взаємодія молекул.

Ця переорієнтація відбувається доти, поки не урівноважиться силами відштовхування, що зростають зі зменшенням відстані між центрами різнойменних диполів А і В. При цьому потенційна енергія системи теж зменшується, що рівнозначне 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. У неполярній молекулі, дипольний момент якої $\mu_p = 0$, електричне поле полярної молекули може індукувати диполь з ($\mu_i \neq 0$) отже, молекула стане індуковано-полярною. Між постійним диполем молекули А та індукованим диполем молекули В виникає індукована взаємодія (рис. 5).

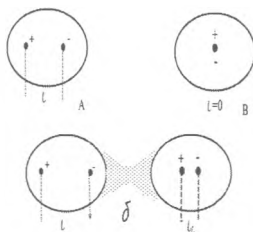


Рис. 5. Індукційна взаємодія молекул.

Зазвичай не всі неполярні молекули мають однакову здатність до індукування: чим більше поляризована молекула, тим більша в неї величина індукованого моменту, і тим сильніше індукована 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 при взаємодії можуть піддаватися індуванню, і під впливом їхніх електричних полів виникнуть додатково індуквані диполі. Загальна взаємодія складається з орієнтаційного та індукційного ефектів. Наприклад, постійний дипольний момент H_2O більший, ніж у NH_3 , але молекула амоніаку легше індукується, тому результуючий дипольний момент у неї вищий, ніж у молекули H_2O . Відповідно, амінокомплекси $[\text{Me}(\text{NH}_3)_x]^{n+}$ стійкіші, ніж аквакомплекси $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_x]^{m+}$.

Для двох неполярних молекул характерний третій тип взаємодії ϵ) – дисперсійний. Хоча дипольний момент обох неполярних молекул дорівнює нулю, внаслідок пульсуючого руху електронної хмари (або руху електронів усередині молекули) в однієї з молекул на мить виникає незначний дипольний момент, який індукує відповідний дипольний момент сусідньої молекули, а та ще іншої, і так між цими диполями виникає дисперсійна взаємодія (рис. 6).

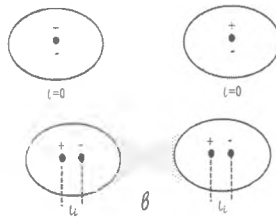


Рис. 6. Дисперсійна взаємодія молекул.

Дисперсійні сили тим більші, чим легше поляризується молекула або атом, і чим менша відстань між молекулами. В такий спосіб відбувається зрідження благородних і двоатомних елементарних газів, молекули яких не мають дипольного моменту.

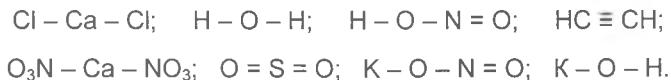
Слід зазначити, що для реальних молекул встановити будь-який єдиний тип взаємодії неможливо. Практично при взаємодії молекул у певній мірі виявляються всі три типи взаємодій: орієнтаційна, індукційна та дисперсійна.

$$E_{\text{заг}} = E_0 + E_i + E_d.$$

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. При написанні таких формул не розділяють йонний і ковалентний зв'язки (обидва позначаються рисочкою). Подвійний зв'язок – дві рисочки; потрійний – три.



Основні положення методу молекулярних орбіталей

За методом валентних зв'язків усі типи ковалентних зв'язків утворюються валентними електронами, поведінку яких розглядали як корпускулярну. Метод валентних зв'язків (метод ВЗ) дає

можливість зрозуміти здатність атомів утворювати певне число ковалентних зв'язків, пояснює напрямленість ковалентного зв'язку, дає 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 і, відповідно, сполук.

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

Молекула кисню O_2 згідно з методом ВЗ утворюється внаслідок поєднання валентних електронів у дві спільні електронні пари, як показано на рис. 7.

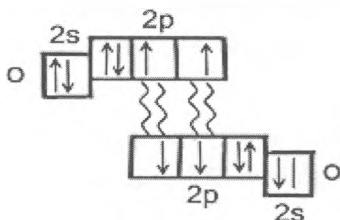


Рис. 7. Схема утворення молекули кисню методом ВЗ.

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.

На основі методу ВЗ важко пояснити й те, що відривання електронів від деяких молекул приводить до зміцнення хімічного зв'язку. Так, енергія розриву 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 електронних орбіталей (атомних електронних хмар), а кожна така орбіталь характеризується певним набором атомних квантових чисел, то логічним буде припущення, що стан електронів у молекулі також можна описати як сукупність молекулярних електронних орбіталей (молекулярних електронних хмар) з певним набором молекулярних квантових чисел. Отже, електрони розміщуються на відповідних молекулярних орбіталах згідно з правилом Гунда та принципом Паулі у міру підвищення їхнього енергетичного рівня, тобто на кожній молекулярній орбіталі може бути не більше двох електронів з протилежно напрямленими спінами.

Молекулярна електронна хмара 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 електронної хмари розміщена в ділянці простору, близькій до обох атомних ядер, що відповідає утворенню двоцентрового хімічного зв'язку. Проте, електронна хмара 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 описується хвильовими функціями ψ_1, ψ_2, \dots , то стан кожного електрона в молекулі описується новими хвильовими функціями ψ . Якщо при 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).

То ж, 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 цього 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 електронної хмари.

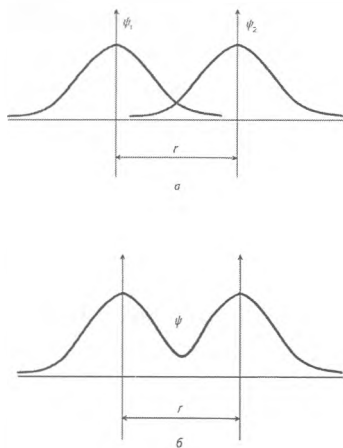


Рис. 8. Схема утворення зв'язуючої молекулярної орбіталі з атомних 1s-орбіталей.

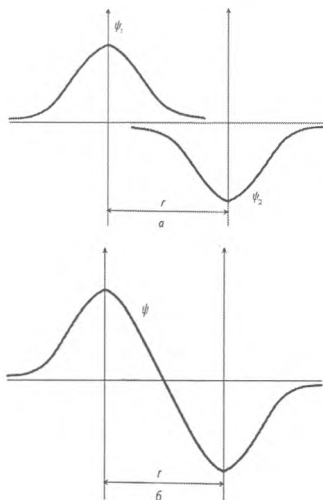


Рис. 9. Схема утворення розпушуючої молекулярної орбіталі з атомних 1s-орбіталей.

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

Електрони, що перебувають на зв'язуючій молекулярній орбіталі, називаються **зв'язуючими електронами**.

Однак, можливий і випадок, коли знаки хвильових функцій $1s$ -орбіталей різні, тобто хвильова функція $1s$ -орбіталі одного атома додатна, а другого атома – від'ємна. При додаванні 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 електронної хмари в просторі між атомами теж зменшиться. Внаслідок цього притягання кожного атомного ядра в напрямі до між'ядерної ділянки простору буде слабкішим, ніж у протилежному напрямі, тобто виникнуть сили взаємного відштовхування ядер. Тому хімічний зв'язок між атомами не виникає, і утворена молекулярна орбіталь називається **розпушуючою** та позначається $\sigma^{\text{розп}}1s$ (σ^*1s), а електрони, що на ній перебувають, **розпушуючими електронами**.

Перехід електронів з атомних $1s$ -орбіталей на зв'язуючу молекулярну орбіталь з утворенням хімічного зв'язку супроводжується виділенням енергії. А перехід електронів з атомних $1s$ -орбіталей на розпушуючу молекулярну орбіталь потребує затрати енергії. Отже, енергія електронів на орбіталі $\sigma 1s$ нижча, а на орбіталі $\sigma^* 1s$ вища, ніж на атомних $1s$ -орбіталах, що видно зі схеми на рис. 10. Наближено можна вважати, що у випадку переходу $1s$ -електрона на зв'язуючу молекулярну орбіталь виділяється стільки ж енергії, скільки потрібно затратити для його переведення на розпушуючу молекулярну орбіталь.

Відомо, що в найстійкішому (незбудженому) стані атома електрони перебувають на атомних орбіталах, що характеризуються найменшою можливою енергією. Так само найстійкіший стан молекули досягається в тому випадку, коли електрони перебувають на молекулярних орбіталах, що відповідають мінімальній енергії. Тому в разі утворення молекули водню обидва електрони перейдуть з атомних $1s$ -орбіталей на

зв'язуючу молекулярну орбіталь $\sigma 1s$ і утворюють спільну пару згідно з принципом Паулі, як показано на рис. 11. Використовуючи символи, що відображають розміщення електронів на атомних і молекулярних орбіталях, утворення молекули H_2 можна подати схемою:

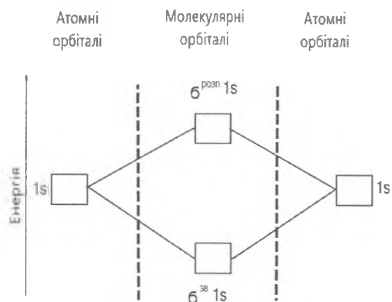


Рис. 10. Енергетична схема утворення молекулярних орбіталей при взаємодії 1s-орбіталей двох однакових атомів.

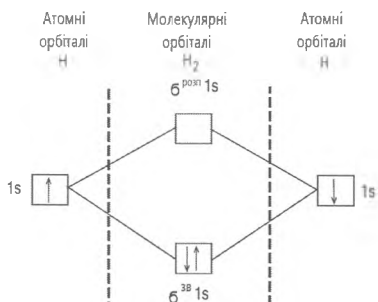


Рис. 11. Енергетична схема утворення молекули водню.

За методом ВЗ кратність зв'язку у молекулах визначається числом утворених спільних електронних пар. Простим або одинарним вважається зв'язок, утворений однією спільною електронною парою, подвійним зв'язком – утворений двома спільними електронними парами, потрійним – утворений трьома спільними електронними парами.

За методом МО кратність зв'язку прийнято визначати за кількістю електронів на зв'язуючих орбіталях, які його утворюють, враховуючи, що на кожній молекулярній орбіталі розташовано два електрони:

$$K = (n_e - n_e^*) / 2.$$

Щоб заповнити розпушуючу орбіталь, електрони затрачають енергію, яка виділилася під час заповнення електронами зв'язуючих орбіталей, тому за хімічний зв'язок у молекулі відповідає надлишок електронів на зв'язуючих орбіталях. Так,

хімічний зв'язок у молекулі водню, утворений лише двома електронами на зв'язуючій орбіталі, тому його слід розглядати як простий зв'язок ($K = 1$). У молекулі кисню на зв'язуючих орбіталях розміщено шість електронів, а на розпушуючих два, тобто чотири електрони на зв'язуючих орбіталях утворюють подвійний зв'язок:

$$K = (6 - 2) / 2 = 2.$$

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

$$K = (6 - 0) / 2 = 3.$$

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

Приклади завдань

Приклад № 1.

До яких елементів зміщені спільні електронні пари в сполуках: NH_3 , H_2O , F_2O ?

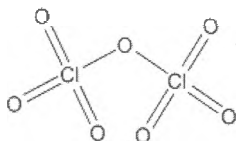
Розв'язок. Враховуючи значення електронегативності (табл. на стор. 76) робимо висновки:

- для NH_3 спільні електронні пари зміщені до Нітрогену N;
- для H_2O спільні електронні пари зміщені до Оксигену;
- для F_2O спільні електронні пари зміщені до Флуору F.

Приклад № 2.

Запишіть структурну формулу хлор(VII) оксиду. У відповіді вкажіть: а) кількість спільних електронних пар; б) кількості простих і подвійних зв'язків.

Розв'язок:



Подвійних зв'язків – 6; простих – 2.
кількість спільних електронних пар – 14.

Відповідь: а) 14; б) простих – 2;
подвійних – 6.

Завдання для перевірки знань:

1. Навести приклади сполук з ковалентним неполярним зв'язком і пояснити механізм утворення зв'язку цього типу. Намалювати графічні формули сполук.
2. Навести приклади сполук з ковалентним полярним зв'язком і пояснити механізм утворення зв'язку цього типу. Намалювати графічні формули сполук.
3. Навести приклади сполук з донорно-акцепторним зв'язком і пояснити механізм утворення зв'язку цього типу. Намалювати графічні формули сполук.
4. Навести приклади сполук з дативним зв'язком і пояснити механізм утворення зв'язку цього типу. Намалювати графічні формули сполук.
5. Навести приклади сполук з йонним зв'язком і пояснити механізм утворення зв'язку цього типу. Намалювати графічні формули сполук.
6. Який тип хімічного зв'язку в речовинах, формули яких K_3PO_3 , KOH , CaC_2 , CH_4 , NH_4Cl ? Намалювати графічні формули сполук.
7. Визначити відносну електронегативність Броду, якщо його енергія йонізації та спорідненість до електрона становлять 1140,8 кДж/моль та 341,4 кДж/моль, відповідно, а електронегативність Літійу – 536,0 кДж/моль.
8. Визначити 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 Літійу – 536,0 кДж/моль.
9. Визначити відносну електронегативність Флуору, якщо його енергія йонізації становить 1749,4 кДж/моль, спорідненість до електрона – 365,9 кДж/моль, а електронегативність Літійу – 536,0 кДж/моль.
10. Елементи А і Б належать до одного періоду. Один з них реагує з водою, утворюючи сполуку, яка при взаємодії з вищим оксидом іншого елемента утворює сполуку ABO_4 , масова частка Оксигену в якій становить 52,25%. Визначити невідомі елементи А і Б. Охарактеризувати хімічні зв'язки у сполуках.

11. Написати електронну схему молекули H_2 методом валентних зв'язків (ВЗ) і методом молекулярних орбіталей (МО), визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
12. Написати електронну схему молекули B_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
13. Написати електронну схему молекули N_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
14. Написати електронну схему молекули O_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
15. Написати електронну схему молекули F_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
16. Написати електронну схему молекули Ne_2 методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
17. Написати електронну схему молекули O_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
18. Написати електронну схему молекули O_2^- методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
19. Написати електронну схему молекули H_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
20. Написати електронну схему молекули H_2^- методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
21. Написати електронну схему молекули He_2^+ методом ВЗ і методом МО, визначити кратність зв'язку, пояснити відмінності і особливості.
22. Написати електронну схему молекули Li_2^+ 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 багатоелементні складні речовини.
4. Основні класи неорганічних сполук.
5. Оксиди. Одержання та хімічні властивості.
6. Амфотерні оксиди та їхні хімічні властивості.
7. Основи та їх особливості властивості. Структурні формули сполук.
8. Сильні, середні та слабкі основи. Луги. Одержання та хімічні властивості.
9. Амфотерні гідроксиди. Одержання та їхні хімічні властивості.
10. Кислоти і їхні особливості. Номенклатура кислот. Структурні формули сполук.
11. Сильні, середні та слабкі кислоти. Одержання та їхні хімічні властивості.
12. Солі та їх особливості. Будова та класифікація солей. Номенклатура солей.
13. Середні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні солі.
14. Одержання та хімічні властивості солей. Структурні формули сполук.
15. Солеподібні бінарні сполуки.
16. Комплексні сполуки, особливості їхньої будови.
17. Комплексоутворювачі. Ліганди. Координаційне число.
18. Типи хімічного зв'язку у комплексних сполуках.
19. Критерії класифікації. Номенклатура координаційних сполук.
20. Хімічні властивості комплексних сполук.
21. Структурні формули та ізомерія координаційних сполук.

Перш ніж розглядати класифікацію неорганічних сполук, треба зазначити, що згідно з постановою Української національної комісії з хімічної технології та номенклатури з метою наближення української хімічної номенклатури до міжнародної номенклатури IUPAC запропоновано використовувати латинські назви хімічних елементів. Окрім того, запропоновано назву хімічного елемента писати з великої літери, а назву простої речовини, утвореної цим елементом – з малої літери.

Відомо понад 500 тисяч неорганічних сполук, які характеризуються певним складом молекул, внутрішньою будовою та комплексом хімічних властивостей. Існують різні класифікації цих неорганічних сполук. Одна з найперших – це класифікація за кількістю різноманітних атомів, які утворюють сполуку. За цим критерієм сполуки класифікують: на *бінарні*, що складаються з атомів двох елементів, *тринарні* – з атомів трьох елементів тощо. Проте, згідно з такою класифікацією до однієї групи належать сполуки різні за хімічними властивостями.

Найбільш вдалою 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, кислоти, солі**.

Оксиди

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

За хімічними характером оксиди поділяються на дві групи: солетвірні та несолетвірні. До несолетвірних оксидів належать H_2O , N_2O , NO , CO , SiO та інші. Солетвірні оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основними оксидами називаються оксиди металів складу:

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

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

E_2O_3 , де E – Ln , Y , Tl , Ac , Am ;

а також ThO_2 тощо.

Кислотними називаються:

- оксиди неметалів, 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 металів з вищими ступенями окиснення, наприклад, V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , Re_2O_7 , OsO_4 тощо.

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

До амфотерних оксидів належать: CuO , BeO , Al_2O_3 , Ni_2O_3 , Co_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2 , PbO_2 , VO_2 тощо.

Якщо метал утворює кілька оксидів, то зазвичай оксиди, в яких метал має найнижчий ступінь окиснення, є основними. Оксиди, в яких метал перебуває в середньому ступені окиснення, виявляють амфотерні властивості, а оксиди металів з вищим ступенем окиснення – кислотні.

Наприклад, $Mn^{+2}O$ – основний оксид;

$Mn^{+4}O_2$ – амфотерний оксид;

$Mn^{+7}_2O_7$ – кислотний оксид.

Номенклатура оксидів

Згідно з правилами IUPAC назви оксидів складаються з назви катіона та слова «оксид», при потребі 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.

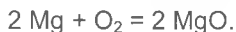
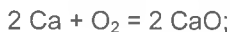
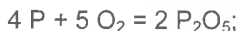
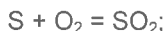
Іноді використовується раціональна номенклатура, в основу якої покладено застосування грецьких числівників, що вказують кількість атомів Оксигену, яка припадає на один атом оксидуотворюючого елемента. Згідно з цією номенклатурою оксиди Нітрогену мають такі назви: N_2O – нітроген геміоксид, NO – нітроген монооксид, N_2O_3 – динітроген триоксид, NO_2 – нітроген діоксид, N_2O_5 – динітроген пентаоксид або нітроген геміпентаоксид. Збільшуючи кількість атомів Оксигену отримують:

MoO₃ – молібден триоксид, Mn₂O₇ – диманган гептаоксид або манган гемігептаоксид, OsO₄ – осмії тетраоксид.

Складні, подвійні, потрійні та інші оксиди називають як і прості оксиди, наприклад: Fe₃O₄ – ферум(II) диферум(III) тетраоксид, Pb₃O₄ – диплюмбум(II) плюмбум(IV) тетраоксид, Pb₂O₃ – плюмбум(II) плюмбум(IV) триоксид, Mn₃O₄ – диманган(II) манган(IV) тетраоксид, Al₂BeO₄ – діалюміній берилій тетраоксид.

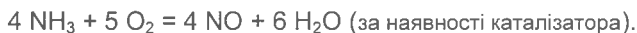
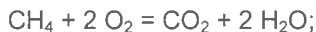
Способи одержання оксидів

1. Взаємодія простих речовин з киснем:

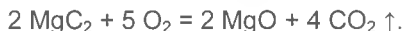
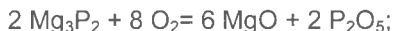
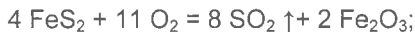


2. Окиснення бінарних сполук:

- гідрогенвмісних сполук:



- сульфідів, фосфідів, боридів, карбідів тощо:

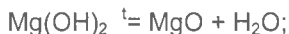


3. Термічний розклад:

- кислот:



- основ і амфотерних гідроксидів:

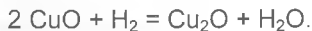
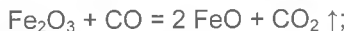
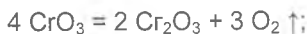


- солей оксигеновмісних кислот:

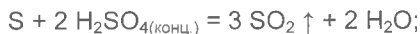




4. Відновлення або розкладання оксидів деяких елементів з високими ступенями окиснення:



5. Взаємодія кислот-окисників з металами та неметалами:

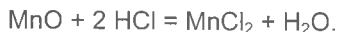
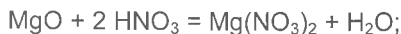
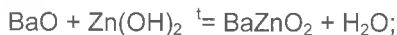
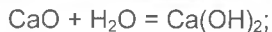


6. Взаємодія солей, утворених слабкими кислотами, з сильними кислотами:

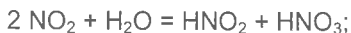


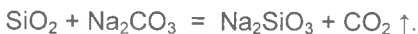
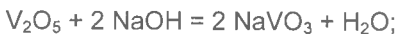
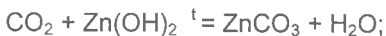
Хімічні властивості оксидів

1. Основні оксиди взаємодіють з водою, кислотними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами, кислотами:

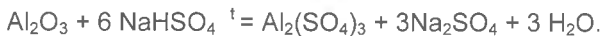
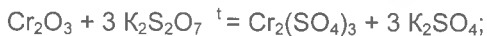
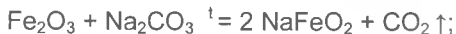
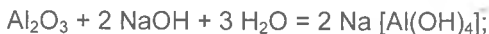
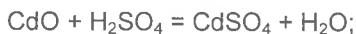
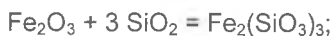


2. Кислотні оксиди взаємодіють з водою, основними та амфотерними оксидами, амфотерними гідроксидами, з основами та лугами, солями:





3. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотними та основними оксидами, кислотами, лугами, з деякими солями при нагріванні:



Основи, амфотерні гідроксиди

Основи – складні сполуки, які складаються з катіону металу та гідроксид-йону. Загальна формула – $\text{Me}(\text{OH})_x$. З погляду теорії електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише одного типу аніонів – гідроксид-іонів. За здатністю до дисоціації основи поділяються на слабкі, середні та сильні. Розчинні у воді основи називаються лугами. Водні розчини лугів надають розчину лакмусу синього кольору, фенолфталеїну – малинового, метилоранжу – жовтого. Нерозчинні основи поділяються на амфотерні гідроксиди та основи.

Кількість гідроксид-іонів здатних заміщуватися на кислотні залишки визначає кислотність основ та амфотерних гідроксидів. Тому вони можуть бути однокислотні (NaOH , TlOH , AgOH , CuOH), двокислотні ($\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$); трикислотні ($\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$), чотирикислотні ($\text{Th}(\text{OH})_4$).

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів. Вони виявляють слабкі кислотні та основні властивості. Амфотерні гідроксиди погано розчиняються у воді і разом з тим частково дисоціюють як основи і як кислоти.

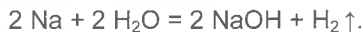


Номенклатура

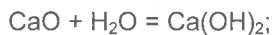
Назви основ та амфотерних гідроксидів утворюють із назви катіону або металоподібної групи та слова "гідроксид". Наприклад: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум(II) гідроксид; $\text{Al}(\text{OH})_3$ – алюміній гідроксид; $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – хром(III) гідроксид. Якщо у складі сполуки є інші йони, то у назві їх перелічують з відповідними числовими префіксами:

Методи добування гідроксидів

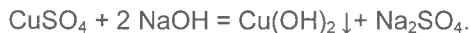
1. Взаємодія активних металів з водою:



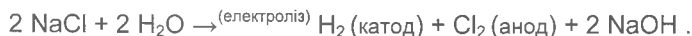
2. Взаємодія основних оксидів з водою:



4. Взаємодія солей з лугами:

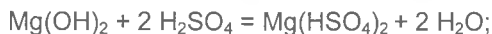
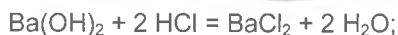


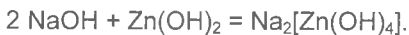
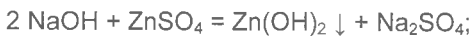
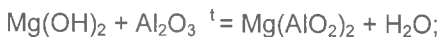
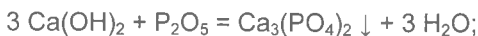
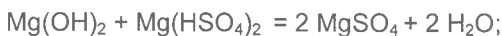
3. Електроліз водних розчинів солей лужних металів (в розчині):



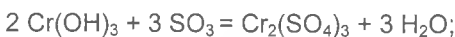
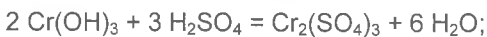
Хімічні властивості гідроксидів

1. Основи взаємодіють з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами і солями:





2. Амфотерні гідроксиди взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами та з основами і основними оксидами за наведеними нижче схемами:



Назви утворених солей: NaAlO_2 – натрій метаалюмінат, $\text{Na[Al(OH)}_4]$ – натрій тетрагідроксоалюмінат, $\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$ – натрій гексагідроксоалюмінат.

Кислоти

Кислотами називаються сполуки, що містять йони гідрогену, здатні заміщуватися металом, утворюючи при цьому солі. Група атомів, що залишається при відщепленні від молекули кислоти іонів гідрогену називається кислотним залишком.

Кількість іонів гідрогену, здатних заміщуватися на метал за утворенням солей, визначає основність кислоти. За основністю розрізняють одноосновні (HCl , HNO_3 , H_3PO_2) двоосновні (H_2SO_4 , H_2CrO_4), триосновні (H_3PO_4 , H_3BO_3) і багатоосновні кислоти $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 .

За хімічним складом і властивостями кислоти можна поділити на безокисгенні (HCl , HI , H_2S) та оксигеномісні (H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO , HNO_3).

За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на сильні (HI, HBr, HCl, HClO₄, H₂SO₄, HNO₃), середньої сили (H₃PO₄) та слабкі (H₂CO₃, H₂S).

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

За вмістом води кислоти поділяють на багаті й бідні на воду кислоти: H₃PO₄ – ортофосфатна та HPO₃ – метафосфатна.

Існують ізополі-, гетерополі-, тіо- та пероксокислоти.

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

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

Якщо в кисневмісних кислотах атоми кисню замінити на кислотні залишки таких слабких кислот, як H₂O₂ або H₂S, 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, наприклад:

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

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

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

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

У назві безокисенових кислот використовують суфікси *-id*, *-id*, наприклад: HCl – хлоридна, H₂S – сульфїдна.

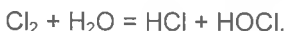
Якщо елементу властиві більше ніж два ступені окиснення, то у назві оксигеновмісних кислот з найвищим ступенем окиснення використовують префікс *пер-*, наприклад, HMnO_4 – перманганатна; а для елемента з найнижчим ступенем окиснення використовують префікс *гіпо-*, наприклад, HClO – гіпохлоритна.

Основні методи добування кислот

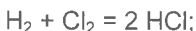
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:



2. Взаємодія активних неметалів – галогенів з водою:



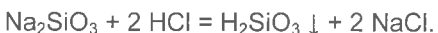
3. Безпосереднє сполучення неметалів з воднем і подальше розчинення газів у воді :



4. Окиснення неметалів кислотами окисниками:

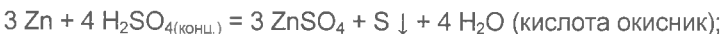


5. Взаємодія між солями та сильними кислотами (реакція витіснення):

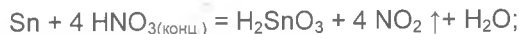
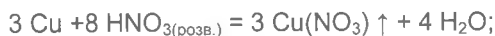


Основні хімічні властивості

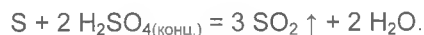
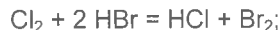
1. Взаємодія кислот з металами:



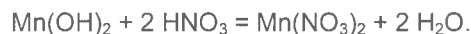
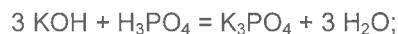
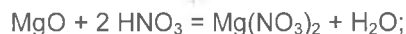
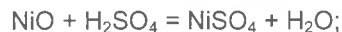
Нітратна кислота взаємодіє з металами різної активності лише як окисник і залежно від концентрації утворює різні продукти відновлення Нітрогену:



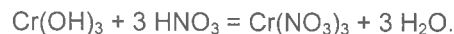
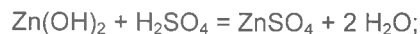
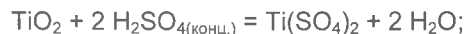
2. Взаємодія кислот з неметалами:



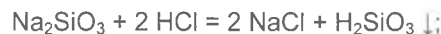
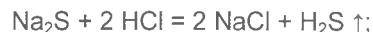
3. Взаємодія кислот з основними оксидами та основами:



4. Взаємодія кислот з амфотерними оксидами та гідроксидами:



4. Взаємодія кислот з солями, утвореними слабшими кислотами:



Солі

Солі – кристалічні речовини, які є продуктами повного чи неповного заміщення йонів гідрогену кислоти металом або гідроксид-йонів основ (чи амфотерних гідроксидів) – кислотними залишками.

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

Середні солі – це продукти повного заміщення атомів гідрогену кислоти на метал. Наприклад: NaCl , Na_2SO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, Na_3PO_4 , CaCO_3 .

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

Оснóвні 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 ізоморфних солей, що мають однакові 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, кристалічні ґратки яких складаються з утворених внаслідок взаємодії за донорно-акцепторним механізмом зв'язку комплексних груп з йонів або молекул, що можуть існувати самостійно: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_3$, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Номенклатура солей

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

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 дигідрогенфосфат, 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, $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ – ферум(III) гідроксосульфат, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – дикупрум(II) дигідроксид карбонат.

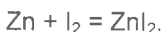
Подвійні солі називаються: $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – амоній ферум(III) дисульфат, KMgCl_3 – калій магній трихлорид, $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ – амоній натрій гідрогенфосфат(V).

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

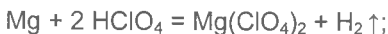
Подвійні та змішані солі як індивідуальні сполуки існують лише у кристалічному стані, бо у розчинах вони повністю дисоціюють на катіони металів і аніони кислотних залишків.

Способи одержання солей

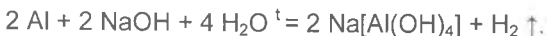
1. Безпосередня заємодія простих речовин металів і неметалів:



2. Взаємодія металів з кислотами:



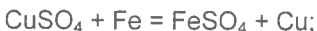
3. Взаємодія амфотерних металів з лугами:



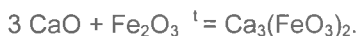
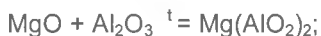
4. Взаємодія неметалів з лугами:



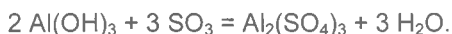
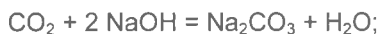
5. Реакції витіснення одних металів з їхніх солей іншими:



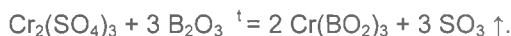
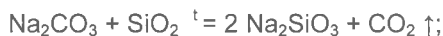
6. Взаємодія основних оксидів з кислотними та амфотерними оксидами:



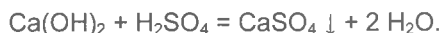
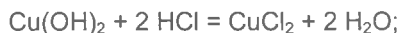
7. Взаємодія кислотних оксидів з основами та амфотерними гідроксидами:



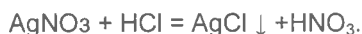
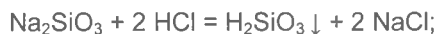
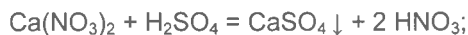
8. Взаємодія кислотних оксидів з солями:



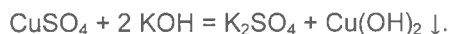
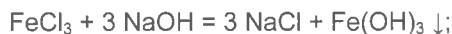
9. Взаємодія основ або амфотерних гідроксидів з кислотами:



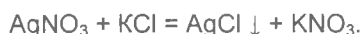
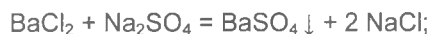
10. Взаємодія солей з сильнішими кислотами:



11. Взаємодія солей з лугами:



12. Реакції подвійного обміну між солями:

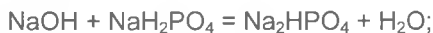
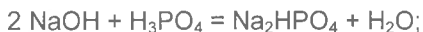
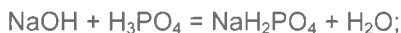


13. Реакції взаємоперетворення солей при нагріванні:



14. Утворення кислих солей:

- неповне заміщення атомів гідрогену багатоосновної кислоти металом при взаємодії з основами:

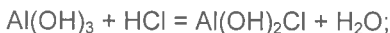


- взаємодія між середніми солями та кислотами:

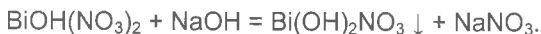


15. Утворення основних солей:

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

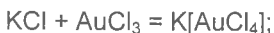


- взаємодія між середніми солями та лугами:

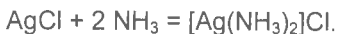


16. Утворення комплексних солей:

- аніонного типу:



- катіонного типу:



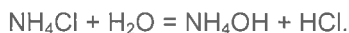
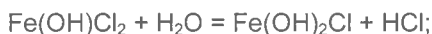
17. Утворення змішаних солей (CaOCl_2):



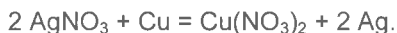
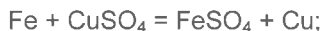
Основні хімічні властивості солей

1. Взаємодія з водою, гідроліз.

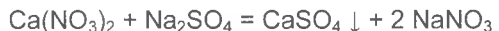
Гідролізують солі, утворені слабкими основами (або амфотерними гідроксидами) та сильними кислотами, слабкими кислотами та сильними основами, слабкими кислотами та слабкими основами (або амфотерними гідроксидами). Наприклад:



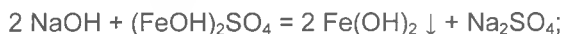
1. Взаємодія солей з металами:



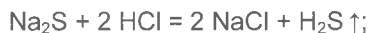
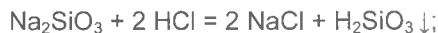
2. Взаємодія між солями:



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



4. Взаємодія середніх, кислих і основних солей з сильнішими кислотами:

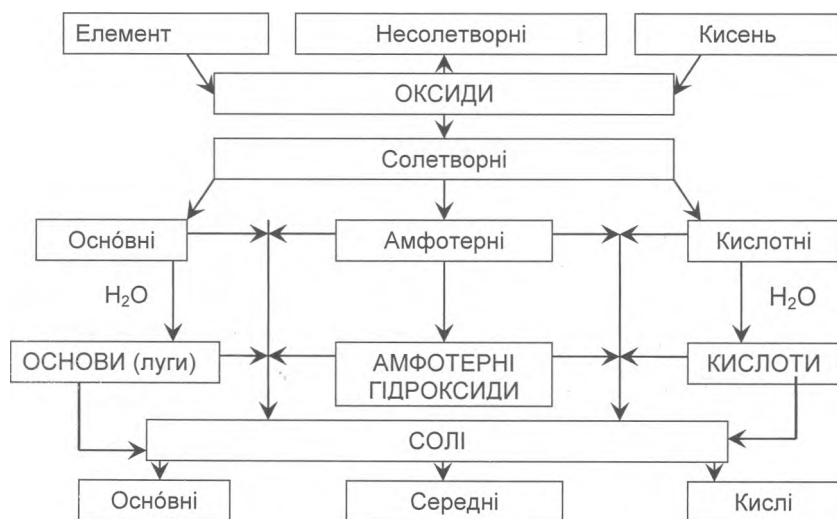


5. Розкладання середніх, кислих і основних солей при нагріванні:





Взаємозв'язок окремих класів неорганічних сполук



Комплексні сполуки

Комплексні (координаційні) сполуки – це такі сполуки, кристалічні ґратки яких складаються з комплексних груп, утворених внаслідок взаємодії за донорно-акцепторним механізмом (координаційний зв'язок) йонів або молекул, які можуть існувати окремо. Координаційні (комплексні) солі складаються з металу-комплексоутворювача, навколо якого

розташовуються (координуються) йони або групи атомів, утворюючи комплексний аніон $[\text{AlF}_6]^{3-}$ або катіон $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, і позасферних аніонів або катіонів. Атом-комплексоутворювач називається *центральною атомом*, а йони або групи атомів, що його оточують називаються *лігандами*. Центральним атомом можуть бути як метали (здебільшого амфотерні і перехідні d-метали: Be, Al, Zn, Cd, Cu, Cr, Mo, W, Ni, Co, Fe, Pt, Pd, Au, Ag, Hg), так і неметали, наприклад, B, Si. Лігандами можуть бути як нейтральні молекули H_2O , NH_3 , N_2H_4 , органічні сполуки: піридин, етиламін тощо, так і кислотні аніони (F^- , Cl^- , I^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) або гідроксогрупи OH^- . Ліганди разом з центральним атомом утворюють координаційний йон або молекулу. Йони, розташовані поза координаційною сферою, утворюють зовнішню сферу сполуки.

Число зв'язків між центральним атомом і лігандами визначається *координаційним числом*. Кожний центральний атом має певне максимальне координаційне число 2, 4, 6, іноді 8, залежно від його ступеня окиснення. Так, для $\text{Ag}(\text{I})$, $\text{Cu}(\text{I})$, $\text{Hg}(\text{I})$ у комплексних сполуках характерне максимальне координаційне число 2, наприклад, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Для $\text{Zn}(\text{II})$, $\text{Cd}(\text{II})$, $\text{Cu}(\text{II})$, $\text{Ni}(\text{II})$, $\text{Co}(\text{II})$, $\text{Fe}(\text{II})$, $\text{Pt}(\text{II})$, $\text{Pd}(\text{II})$, $\text{Au}(\text{III})$ переважає координаційне число 4, наприклад, $[\text{AuCl}_4]^-$, але можливе і 6, наприклад, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{2+}$. Для $\text{Al}(\text{III})$, $\text{Cr}(\text{III})$, $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{Co}(\text{III})$, $\text{Ti}(\text{III})$, $\text{Pt}(\text{IV})$, $\text{Mo}(\text{IV})$, $\text{Zr}(\text{IV})$ притаманне максимальне координаційне число 6, наприклад, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3+}$, та можливе й 8, як от $[\text{ZrF}_8]^{4+}$ або $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4+}$.

Координаційні числа показують не лише кількість лігандів, навколо центрального атома, а й як вони розміщені, тобто визначають їх просторове розташування. У координаційних 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 і тригональної піраміди. У сполуках з координаційним числом 4 ліганди розміщуються навколо центрального атома рівномірно у вигляді квадрата або тетраедра. Сполуки з координаційним числом 5 за структурою можна поділити на дві

групи: з тетрагонально-пірамідалною будовою та тригонально-біпірамідалною будовою. Сполукам з координаційним числом 6 відповідає геометрична конфігурація октаедра, тригональної призми або тетрагональної біпіраміди. Для сполук з координаційним числом 7 характерні три геометричні фігури: тригональна призма, октаедр та пентагональна біпіраміда. Сполуки з координаційним числом 8 можуть мати такі геометричні структури: куб, квадратна антипризма, додекаедр.

Комплексні сполуки класифікують за різними критеріями, наприклад, за типом лігандів їх поділяють на такі групи:

1. Ацидокомплекси або координаційні сполуки **аніонного типу**, в яких **комплексні аніони**, а лігандами є негативно заряджені йони, наприклад: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$, $[\text{AlF}_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{2-}$.

2. Координаційні сполуки **катионного типу**, в яких **комплексні катіони**, а лігандами є нейтральні молекули різних сполук: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Zn}(\text{N}_2\text{H}_4)_4]^{2+}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

3. Нейтральні комплекси, в яких ліганди – складні молекули, що утворюють нейтральний комплекс з комплексоутворювачем за допомогою донорно-акцепторних зв'язків: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{PdCl}_2(\text{NH}_3)_2]$.

4. Багатоядерні комплексні сполуки, у складі яких є кілька центральних атомів, сполучених безпосередньо або за допомогою певних груп *атомів* (містків): $[(\text{NH}_3)_5\text{Co} - \text{NH}_2 - \text{Co}(\text{NH}_3)_5]^{5+}$.

Комплексоутворюючі перехідні елементи разом з йонами Na, K, Ca, Mg відіграють значну роль у біонеорганічних процесах. Найважливішим з них є Fe, наявність його в організмі в достатній кількості має велике значення, адже йон феруму з координаційним числом 6 міститься у складі дуже важливого природного комплексу – гемоглобіну. Чотири координаційних зв'язки утримують його в площині порфіринового кільця, а два інші напрямлені перпендикулярно до площини.

Аналогічну роль в житті рослин виконує хлорофіл – комплексна сполука маґнію. Йон маґнію також зв'язаний у порфіриновому кільці з чотирма атомами Нітроґену. 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 неможливе існування хлорофілу (Mg – 2%).

Дуже важливими для організму є і йони купруму у складі комплексних сполук – ферментів, які задіяні у процесах біологічного окиснення. Кобальт є центральним атомом вітаміну B₁₂. Комплексні сполуки Кобальту (Co⁺³) значно підвищують активність основного білкового обміну, активізують синтез м'язових білків і регулюють склад крові. Металовмісні ферменти – це переважно комплексні сполуки з високою специфічністю йонів цинку, молібдену, мангану.

Назви координаційних сполук

У назві координаційної сполуки спочатку називають ліганди – кислотні аніони, потім ліганди – нейтральні молекули, а далі центральний атом. Координовані ліганди – кислотні аніони зберігають свою латинську назву, до якої додають закінчення -o, наприклад: Cl⁻ – хлоро, F⁻ – флуоро, SO₄²⁻ – сульфато, CN⁻ – ціано, SCN⁻ – тиоціанато (роданідо) тощо. Ліганди – йони OH⁻ називають гідроксо, H⁺ – гідридо, O²⁻ – оксо, S²⁻ – тіо. Ліганди – нейтральні молекули зберігають свою звичайну назву (гідразин, піридин), лише амоніак називають «аміно» та воду – «аква». Якщо у координаційній сфері містяться кілька однакових лігандів, то їх кількість позначається числовим префіксом: ди-, три-, тетра- тощо. Після назви нейтральних молекул називають центральний атом – комплексоутворювач, який зберігає українську назву, а ступінь його окиснення позначається римською цифрою у дужках.

Якщо координаційна сполука нейтральна, то спочатку називається комплексоутворювач, а потім ліганди. Назва сполуки записується одним словом у називному відмінку: [Co(NH₃)₃Cl₃] – кобальттрихлоротриамін.

Якщо координаційна сполука має складний комплексний катіон, то спочатку в називному відмінку записують назву катіону, позначаючи латинськими цифрами в дужках ступінь його

окиснення, а потім назву аніону. Назви катіону та аніону записують окремо. Наприклад:

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

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

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

Координаційну сполуку з комплексним аніоном починають називати з катіону в називному відмінку, а далі дають назву аніону із зазначенням римськими цифрами ступеня окиснення центрального атома – комплексоутворювача, наприклад: $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – калій гексанітритокобальт(III), $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – натрій гексаціаноферит(II).

Заряд комплексного йону дорівнює алгебраїчній сумі зарядів центрального атома та лігандів, що містяться у складі йону. 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 певним 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: координаційна, гідратна (сольватна), іонізаційна, просторова (геометрична), дзеркальна (оптична).

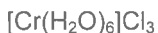
Координаційна ізомерія – це існування комплексних сполук з однаковим хімічним складом і молекулярною масою, але з різними за складом координаційними сферами, наприклад:



Жовтий ізомер

Жовтий ізомер

Гідратна (сольватна) ізомерія – існування комплексних сполук однакового якісного хімічного складу, але з різним числом координованих молекул води у внутрішній сфері:



Синьо-фіолетовий ізомер



Темно-зелений ізомер



Світло-зелений ізомер

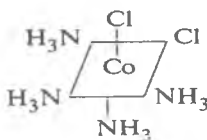
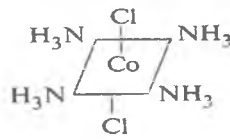
Йонізаційна ізомерія – існування комплексних сполук однакового якісного складу, але з різними йонами (як простими, так і комплексними):



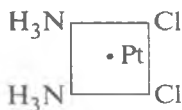
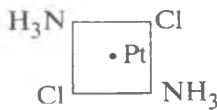
Червоний ізомер

Червоно-фіолетовий ізомер

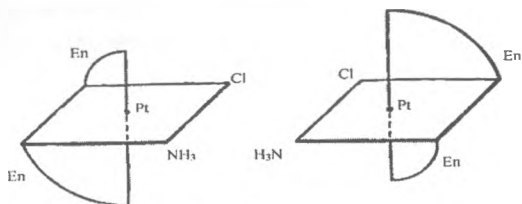
Просторова (геометрична) ізомерія зумовлюється різним просторовим розташуванням лігандів відносно центрального йона (атома) – *цис*-ізомерія і *транс*-ізомерія. Комплексні сполуки з координаційним числом 6 мають будову октаедра, у центрі якого розміщений атом-комплексоутворювач, а у вершинах – ліганди,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

*цис*-Ізомер*транс*-Ізомер

В ізомерах з координаційним числом 4 характерною для розміщенням лігандів є пласка квадратна сфера, 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, та 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.

*цис*-Ізомер*транс*-Ізомер

Дзеркальна (оптична) ізомерія – 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 *оптично активними* речовинами, наприклад, $[Pt(En)_2ClNH_3]^{3+}$, (En–етилендіамін).



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

Завдання для перевірки знань:

Запишіть назви оксидів з використанням сучасної номенклатури:

MgO, SnO₂, Na₂O, FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄, PbO, MnO, CrO, Pb₂O₃, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂, CrO₃, Mn₂O₇, CO₂, SO₂.

Напишіть структурні формули сполук і назвіть їх згідно з номенклатурою:

Сульфурвмісних кислот H₂S, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂S₂O₃, H₂S₂O₇.

Фосфорвмісних кислот HPO₃, H₃PO₂, H₃PO₃, H₃PO₄, H₄P₂O₇.

Гідроксидів KOH, NH₄OH, Zn(OH)₂, Al(OH)₃, Mn(OH)₄.

Солей KHSO₄, Ca₃(PO₄)₂, (NH₄)₃PO₄, [Al(OH)₂]₂SO₄, K₂MnO₄.

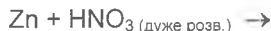
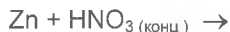
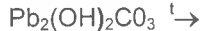
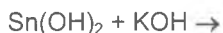
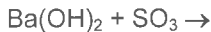
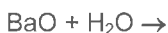
Комплексних сполук H₂[AuCl₄]; H₂[SiF₆]; K₂[PtF₆]; K₃[Fe(CN)₆];

Na₃[Al(OH)₆]; [Cr(H₂O)₆]Cl₃; [Cu(NH₃)₄](OH)₂.

1. Що таке ізо- та гетерополікислоти? Наведіть приклади таких кислот і намалюйте їхні графічні формули.

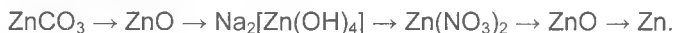
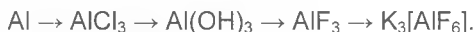
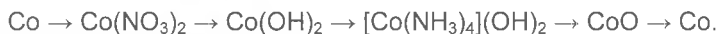
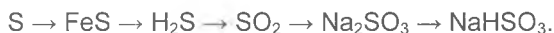
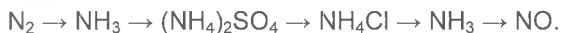
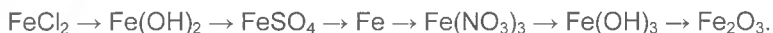
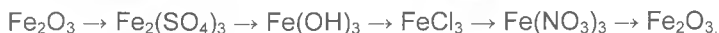
- У чому полягає суть реакції нейтралізації? Наведіть кілька прикладів.
- Напишіть як взаємодіє концентрована та розведена нітратна кислота з металами: міддю, оловом, алюмінієм, манганом, магнієм і цинком.
- Напишіть як взаємодіє концентрована та розведена нітратна кислота з неметалами: сіркою, фосфором, йодом.
- Напишіть як взаємодіє концентрована та розведена сульфатна кислота з активними та малоактивними металами і неметалами.
- Напишіть формули та назви солей, що містять хлор зі ступенями окиснення: -1, +1, +3, +5, +7. Як називаються відповідні кислоти?
- Наведіть приклади одержання основних і кислих солей.
- Як поведуть себе основні солі при нагріванні?

Допишіть рівняння реакцій:





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



Основні способи одержання середніх солей можна подати за схемою:

1.	Метал	Неметал
2.	Оснóвний оксид	Кислотний оксид
3.	Основа	Кислота
4.	Сіль	Сіль

У цій схемі одна проти одної розміщені речовини з протилежними властивостями: метал проти неметалу, під ними їхні оксиди, а далі гідрати оксидів (тобто основи і кислоти) та солі. Солі можна одержати взаємодією речовини, вказаної у лівому стовпчику з речовинами правого стовпчика.

Використовуючи запропоновану схему, скласти таблички про хімічні властивості сполук, які належать до основних класів: оксидів, гідроксидів, кислот і солей. Навести відповідні приклади хімічних реакцій і записати рівняння.

Сполука – представник певного класу	Реагенти, з якими вона взаємодіє	Рівняння хімічних реакцій
1. Метал	Неметал	$\text{Bi} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$ $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розв.}) \rightarrow \dots$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \dots$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \dots$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) \rightarrow \dots$
	Сіль	$\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$ $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \dots$
	Амфотерний метал	$\text{Zn} + \text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ $\text{Al} + \text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
2. Основний 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	$\text{KOH} + \text{S} \rightarrow \dots$ $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$ $\text{NaOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
	Амфотерний метал	$\text{KOH} + \text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
	Кислотний оксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \dots$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$
	Амфотерний оксид	$\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
	Амфотерний гідроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
	Сіль	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$ $\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
4. Сіль	Неметал / метал	$\text{KJ} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$ $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \dots$
	Кислотний оксид	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 \rightarrow \dots$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \dots$
	Амфотерний оксид	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$
	Амфотерний гідроксид	$\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \dots$
	Кислота	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
	Сіль	$\text{NaNO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \dots$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KJ} \rightarrow \dots$

Розрахункові задачі

1. Суміш Zn і ZnO масою 0,8 г обробили сульфатною кислотою, отримали 224 мл H_2 (н.у.). Визначити масову частку Zn в суміші.
2. 0,25 моль кальцій оксиду обробили розчином, що містить 35 гнітратної кислоти. Визначити масу утвореної солі.
3. Яку кількість речовини кобальт(II) гідроксонітрату можна отримати при взаємодії 91,5 г кобальт(II) нітрату з натрій гідроксидом?
4. Залізну пластинку масою 20,4 г помістили в розчин купрум(II) сульфату. Яка маса заліза перетворилася на сіль у розчині на той час, коли маса пластинки становила 22 г?
5. Внаслідок розкладення 0,5 моль кальцій карбонату утворилося 8,9 л газу (н.у.). Визначити ступінь розкладу кальцій карбонату.
6. Який об'єм розчину кислоти з масовою часткою HCl 15 % і густиною 1,13 г/мл необхідно використати для взаємодії з сумішшю солей Ca_2CO_3 і $CaCl_2$ масою 120 г з масовою часткою $CaCl_2$ – 15 %.
7. Обчислити масу вапняку, який містить 5 % некарбонатних домішок, для одержання вуглекислого газу, необхідного для реакції з вапняною водою з метою одержання кальцій гідрокарбонату, кількість речовини якого становить 0,3 моль.
8. Визначити масу кальцій силікату, яку можна одержати при сплавленні 33,6 г кальцій оксиду та 30,0 г силіцій діоксиду, якщо масова частка втрат при сплавленні становить 25 %.
9. Визначити об'єм кисню (н.у.), витрачений на випалювання кальцій фосфіду (Ca_3P_2), якщо було добуто 0,5 моль CaO.
10. Через розчин, що містить 0,5 моль $Ca(OH)_2$ пропустили SO_2 об'ємом 16,8 л. Визначити кількість речовини утворених солей.
11. При термічному розкладі 82,8 г ферум(III) гідроксиду одержали 0,3 моль ферум(III) оксиду. Визначити ступінь перетворення ферум(III) гідроксиду (%).
12. Визначити кількість речовини солі, утвореної при розчиненні 334,5 г плюмбум(II) оксиду в концентрованому розчині калій гідроксиду.

Лабораторна робота № 2
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК ОСНОВНИХ КЛАСІВ
НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Взаємодія металів з киснем

Дослід 1 (виконувати під витяжною шафою)

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 зміни, що відбулися. Записати рівняння реакції:



Взаємодія металів з водою

Дослід 2 (виконувати під витяжною шафою)

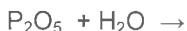
У пробірку помістити одну стружку магнієвої фольги та додати води стільки, щоб стружка повністю занурилася у воду. Реакційну суміш прокип'ятити протягом 3-5 хв. і додати 1-2 краплини розчину фенолфталеїну. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Взаємодія неметалів з киснем

Дослід 3 (виконувати під витяжною шафою)

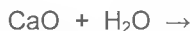
На кінчик металевого шпателя набрати червоний фосфор і внести його у полум'я. Над димом, що утворюється внаслідок горіння фосфору, потримати смужку фільтрувального паперу, змочену розчином метилоранжу. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Взаємодія основного оксиду з водою

Дослід 4

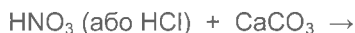
Внести у пробірку шпателем невелику кількість порошку кальцій оксиду, додати 2-3 мл дистильованої води та 1-2 краплини розчину фенолфталеїну. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Взаємодія кислотного оксиду з основою

Дослід 5 (демонстраційний)

Налити у пробірку 2 мл насиченого розчину барій гідроксиду і пропустити через нього вуглекислий газ (отриманий в апараті Кіппа) до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Властивості амфотерного оксиду

Дослід 6 (виконувати під витяжною шафою)

У дві пробірки шпателем внести невелику кількість порошку купрум(II) оксиду і дослідити його взаємодію на холоді та при нагріванні з розчинами таких реагентів:

а) концентрований розчин натрій гідроксиду;

б) розведений розчин нітратної кислоти.

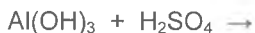
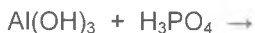
Записати спостереження та рівняння реакцій:



Утворення та властивості амфотерних основ

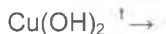
Дослід 7

У пробірку налити 1 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш до утворення осаду. Осад алюміній гідроксиду розділити у дві пробірки. В одну пробірку краплинами додати розведеної фосфатної (або сульфатної) кислоти, а в другу пробірку – розведеного розчину натрій гідроксиду та ретельно перемішувати реакційні суміші до завершення взаємодії. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Дослід 8

У пробірку налити 1 мл розчину купрум(II) сульфату і краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш до утворення осаду. Пробірку з осадом обережно нагріти до зміни забарвлення осаду. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Утворення та властивості нерозчинних основ

Дослід 9

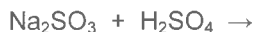
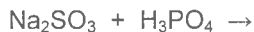
У пробірку налити 1 мл розчину нікол(II) сульфату і, ретельно перемішуючи реакційну суміш, краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. До осаду краплинами додати розведену нітратну (або сульфатну) кислоту, ретельно перемішуючи реакційну суміш до завершення взаємодії. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Утворення та властивості кислот

Дослід 10 (дослід виконувати під витяжною шафою)

У суху пробірку на висоту приблизно 0,5 см насипати кристалічного натрій сульфїту та додати 2 мл розведеної фосфатної (або сульфатної) кислоти у відношенні 1:1. Для прискорення процесу пробірку з реакційною сумішшю можна обережно нагріти. Над пробіркою потримати смужку паперу, змочену розчином метилоранжу. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Взаємодія солей з кислотами

Дослід 11

1. У пробірку налити 1 мл розчину барій хлориду і краплинами додати розведеної фосфатної (або сульфатної) кислоти, ретельно перемішуючи реакційну суміш до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції:



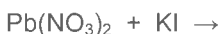
2. У пробірку шпателем внести невелику кількість кристалічного кальцій карбонату і обережно додати кілька краплин розведеної нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакції:



Взаємодія солей між собою

Дослід 12

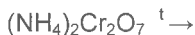
У пробірку налити 0,5 мл розчину плюмбум нітрату і краплинами додати розчин калій йодиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції:



Розкладання солей

Дослід 13 (дослід виконувати під витяжною шафою)

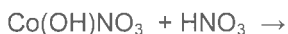
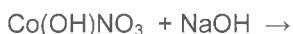
У суху пробірку шпателем внести невелику кількість кристалічного амоній дихромату і обережно нагріти до початку розкладання солі (реакція екзотермічна). Записати спостереження та рівняння реакції:



Утворення та властивості основної солі

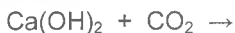
Дослід 14

У пробірку налити 1 мл розчину кобальт(II) нітрату і, ретельно перемішуючи реакційну суміш, краплинами додати розведений розчин натрій гідроксиду до утворення синього осаду. Осад розділити у дві пробірки. У першу пробірку додати надлишок розведеного розчину натрій гідроксиду до зміни забарвлення осаду на рожеве. У другу пробірку краплинами додати розведену нітратну кислоту, ретельно перемішуючи реакційну суміш до завершення взаємодії. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Дослід 15 (демонстраційний)

1. У пробірку налити 2 мл розчину кальцій гідроксиду і пропустити через нього вуглекислий газ (отриманий в апараті Кіппа) спочатку до утворення осаду, а потім до повного його розчинення. Розчин зберегти для наступного досліді. Записати спостереження та рівняння реакцій:



2. Отриманий у попередньому досліді розчин налити у дві пробірки. До однієї пробірки додати краплями розчин кальцій гідроксиду до утворення осаду. Вміст другої пробірки прокип'ятити теж до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакцій:



Написати рівняння реакцій:

1. Взаємодії амфотерного металу з лугом у розчині та при сплавланні.
2. Взаємодії оксиду амфотерного металу з лугом у розчині та при сплавланні.
3. Взаємодії гідроксиду амфотерного металу з лугом у розчині та при сплавланні.
4. Взаємодії двох оксидів амфотерних металів при сплавланні.
5. Взаємодії двох гідроксидів амфотерних металів при сплавланні.

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 при 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

Термодинаміка як наука вивчає енергетичні ефекти, які супроводжують хімічні та фізико-хімічні процеси, залежність їх від умов перебігу процесів, а також можливість, напрямок і межі самочинного (без затрати роботи ззовні) здійснення процесів у певних умовах.

У хімічній термодинаміці користуються так званими термодинамічними функціями, які відносять до певної системи, тобто до однієї або кількох речовин, обмежених певним об'ємом (до окремих молекул, атомів або елементарних часток ці функції не застосовуються).

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 хімічній термодинаміці розглядають такі типи систем:

- **ізолювана** – це система, що не обмінюється масою та енергією з навколишнім середовищем і має сталий об'єм ($V = const$);

- **закрита** – це система, яка не обмінюється масою, але обмінюється енергією, маса такої системи стала ($m = const$);

- **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.

Основними в термодинаміці є ізолювана та закрита системи. Лише в них досягається стан повної термодинамічної рівноваги. Ці системи зберігаються самі собою і з часом переходять у найбільш енергетично стійкий стан, з якого вони самовільно вийти не можуть. Прикладом ізолюваної системи є замкнута реакційна посудина з теплоізоляційними стінками; зачинена кімната лабораторії або цеху, де відбуваються різні процеси; земна куля з навколишньою атмосферою тощо. Всередині ізолюваної системи містяться окремі менші системи та середовище навколо них, між якими відбувається обмін енергією або масою.

Ідеально ізолювані системи, до яких більшою або меншою мірою наближаються реальні тіла, є науковою абстракцією. Їхньою взаємодією з іншими системами можна знехтувати.

З практичної точки зору найбільш важливими є закриті системи. Прикладом може бути герметична реакційна посудина з теплоізоляційними стінками або циліндр з добре допасованим поршнем, у якому міститься досліджувана речовина.

Термодинаміка відкритих систем почала бурхливо розвиватися завдяки термодинамічним дослідженням біологічних систем. До відкритих систем належать усі живі істоти, шматок іржавого заліза, гнилого дерева, посудина, у якій кипить вода.

Якщо у системі властивості всіх її ділянок однакові, то система є однорідною, або *гомогенною*. Відсутність поверхні поділу між частинками є ознакою гомогенної системи. Система, що складається з різних за властивостями частин, розмежованих поверхнею поділу, тобто має дві або більше фаз, є *гетерогенною*. Фази – це сукупність усіх однорідних частин

системи, що мають однакові фізичні та хімічні властивості й відокремлені від інших частин системи поверхнею поділу.

Стан термодинамічної системи характеризується сукупністю термодинамічних параметрів. *Параметри стану* – це вимірювані фізичні величини, що характеризують стан системи і не залежать від способу досягнення цього стану. Основними параметрами є тиск P , температура T , об'єм V , маса m , концентрація C та енергія U – загальний запас енергії, яку має система.

Розрізняють два типи параметрів системи: екстенсивні та інтенсивні.

Екстенсивні параметри стосуються і пропорційні до кількості речовини системи – об'єм, маса, концентрація. **Інтенсивні параметри** не залежать від кількості речовини – це тиск і температура.

Якщо параметри з часом не змінюються, то система перебуває у стані рівноваги. Зміна параметрів системи з часом – це *термодинамічний процес*.

Процеси, що розглядаються у термодинаміці, поділяються на прямі та обернені, рівноважні та самочинні. *Термодинамічно обернені* процеси можна здійснити як у прямому, так і у протилежному напрямках через ті ж самі стадії. Для *необернених* процесів такі переходи неможливі. Якщо в системі відбулися зміни, які повернули її у початковий стан, то система здійснила процес по колу, тобто цикл – *циклічний процес*.

У *рівноважному* процесі відбувається пряма та обернена реакції, але якісний і кількісний склад речовин у реакції залишається незмінним.

Самочинні процеси відбуваються без впливу на систему зовнішніх факторів.

Залежно від того, які параметри під час переходу системи з одного стану в інший залишаються сталими, 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.

Серед різних величин, що характеризують систему, особливе значення мають функції, зміна яких визначається лише

початковим і кінцевим станом системи та не залежить від стадій здійснення процесу. Такі функції називають *функціями стану системи*. Простішою функцією стану є об'єм системи, зміна якого не залежить від перебігу процесу і 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 перетвориться на нуль.

Важливими поняттями хімічної термодинаміки є внутрішня енергія, теплота, робота, ентальпія.

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 молекулах і атомах, внутрішньоядерної енергії, енергії міжатомної та міжмолекулярної взаємодії тощо. *Кінетична енергія* – це енергія руху частинок. *Потенційна енергія* визначається силами тяжіння та відштовхування між частинками.

Абсолютне значення внутрішньої енергії виміряти неможливо, але можна визначити її зміну:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Зміна внутрішньої енергії системи ΔU під час будь-якого процесу (нагрівання, охолодження, зміна агрегатного стану, хімічних перетворень) не залежить від того, як він відбувається, а залежить від початкового та кінцевого станів системи.

Енергію можна передавати різними способами, найчастіше теплотою і роботою, але умовно вважають, що вони є формами енергії.

Для хімічних процесів *роботу* A визначають як добуток тиску на зміну об'єму:

$$A = P \cdot \Delta V.$$

Теплота Q – це форма передавання енергії теплообміном.

Кожна речовина має певний запас внутрішньої енергії. Перетворення речовин приводять до зміни їхньої внутрішньої енергії 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 необхідно надати енергію – ці реакції відбуваються з поглинанням теплоти:



$\text{N}_2 + \text{O}_2 \overset{t}{=} 2 \text{NO} \quad \leftarrow$ реакція відбувається лише при нагріванні.

Хімічні реакції, в результаті яких теплота виділяється, називаються **екзотермічними**.

Хімічні реакції, в результаті яких теплота поглинається, називаються **ендотермічними**.

Основні закони термодинаміки. Термодинамічні розрахунки

Перший закон термодинаміки є емпіричним, абсолютно точним законом природи і має багато визначень, взаємзв'язаних між собою:

- енергія ізольованої системи стала;
- різні форми енергії перетворюються одна на іншу при сталих 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 приросту внутрішньої енергії системи ΔU , що можна виразити у математичній формі:

$$Q = A + \Delta U.$$

Рівняння є аналітичним виразом першого закону термодинаміки, що дозволяє визначити будь-яке перетворення енергії. Цей закон є узагальненим законом збереження енергії та еквівалентності її форм. У загальному вигляді його відкрив ще М.В. Ломоносов, експериментально підтвердили Л. Мейєр, Д. Джоуль, Г. Гельмгольц та інші.

Перший закон термодинаміки є наслідком закону збереження енергії, який стверджує, що енергія не виникає з нічого і не зникає безслідно. Закон збереження і перетворення енергії порівнюється з філософським поняттям про нескінченний рух. Форми руху матерії змінюються. Залежно від характеру руху часток, які беруть участь у передачі енергії, існують дві форми її передачі. Якщо енергія передається через хаотичне зіткнення частинок, то формою передачі енергії є теплота. Якщо енергія передається внаслідок упорядкованого руху частинок під дією зовнішньої сили, то виконується робота.

Теплота і робота характеризують якісно та кількісно дві різні форми передачі енергії від одного тіла до іншого. На відміну від внутрішньої енергії теплота і робота не є функціями стану, це різні форми передачі енергії, тому теплоту і роботу можна віднести лише до процесу, а не до стану. Теплоту, підведену до системи, позначають зі знаком «плюс», а теплоту, виведену із системи у навколишнє середовище, – зі знаком «мінус».

Перший закон термодинаміки встановлює зв'язок між теплотою Q і роботою A при зміні 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 певної системи ΔU визначається як різниця між кількістю теплоти Q , наданої цій системі, та кількістю роботи A , яку виконала система завдяки отриманій теплоті. То ж, існує ще одне визначення *першого закону термодинаміки*: «Внутрішня енергія системи – це однозначна, кінцева і безповоротна функція стану системи». Якби цей висновок був невірний і енергія системи могла би збільшуватися без взаємодії з навколишнім середовищем, то можна було б створити вічний двигун першого роду.

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 вивчаються теплові ефекти хімічних реакцій, називається **термохімією**.

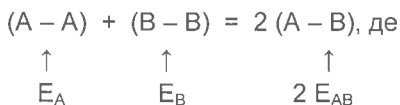
У термохімії тепловий ефект реакції позначається літерою Q і виражається в кілоджоулях (кДж) або кілокалоріях (ккал):
 $1 \text{ ккал} = 4,187 \text{ кДж}$.

Для екзотермічних реакцій $Q > 0$, а для ендотермічних реакцій $Q < 0$.

Під час будь-якої хімічної реакції руйнуються хімічні зв'язки у молекулах початкових речовин (реагентів) і утворюються нові хімічні зв'язки у молекулах продуктів реакції. Розрив хімічних зв'язків супроводжується поглинанням певної кількості енергії, а утворення нових хімічних зв'язків – її виділенням. Залежно від відношення цих кількостей енергії, внаслідок реакції енергія або виділяється, або поглинається. Наприклад, у реакції:



руйнуються хімічні зв'язки в молекулах A_2 і B_2 і утворюються нові зв'язки в молекулах AB :



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 при утворенні 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 початкових речовин (реагентів) більший, ніж енергія утвореного продукту реакції. Надмірна

кількість внутрішньої енергії вивільняється в 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 початкових речовин (реагентів) менший, ніж енергія утвореного продукту реакції. Для утворення нової речовини необхідно надати енергію у вигляді теплоти (рис. 12, б).

Отже, тепловий ефект реакції можна описати як зміну запасу енергії початкових речовин і продуктів реакції або ж виразити через зміну ентальпій. *Ентальпією* називається тепловміст системи.

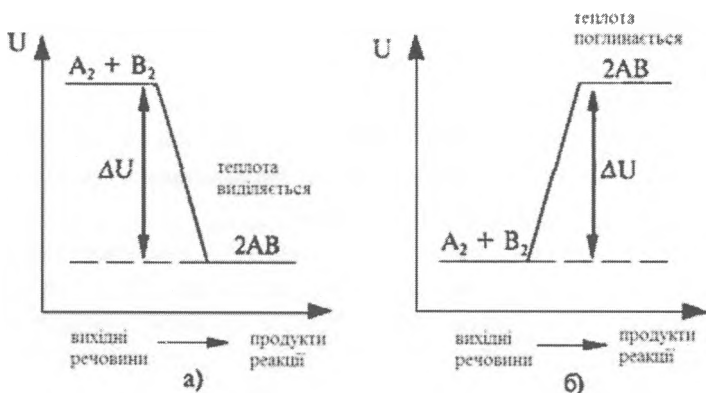


Рис. 12. Зміна внутрішньої енергії речовин у процесі:
а) екзотермічної реакції; б) ендотермічної реакції.

Для хімічних реакцій зміна ентальпії дорівнює різниці між сумою ентальпій продуктів реакції та сумою ентальпій реагентів:

$$\Delta H_{\text{р-ції}} = \sum H_{\text{прод.}} - \sum H_{\text{початк. реч.}}$$

Так, для реакції $A_2 + B_2 = 2AB$

$$\Delta H_{\text{р-ції}} = 2 H_{AB} - (H_{A_2} + H_{B_2}),$$

де H_{AB} – ентальпія 1 моль речовини АВ; H_{A_2} – ентальпія 1 моль речовини A_2 ; H_{B_2} – ентальпія 1 моль речовини B_2 .

Позаяк сума ентальпій продуктів реакції менша, ніж сума ентальпій 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:

$$-Q = \Delta H \text{ або ж } Q = -\Delta H$$

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 в таких самих одиницях (кДж або ккал).

А.Л. Лавуазьє і П.С. Лаплас довели, що теплота розкладання хімічної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак – це **перший закон термохімії**. Отже, цей закон стверджує, що чим більше теплоти виділяється під час утворення тієї чи іншої сполуки, тим більше теплоти слід затратити на її розкладання.

Теплові ефекти реакцій ΔH залежать від умов перебігу реакцій. Зазвичай теплові ефекти вимірюють при тиску 1 атм. або 101,325 кПа, і температурі 298 К (25°C). Ці **умови** називаються **стандартними**. Теплові ефекти, виміряні за стандартних умов, називають **стандартними тепловими ефектами** і позначають символом ΔH_{298} .

Слід чітко відрізнити «стандартні умови» від «стандартного стану» речовин. У **стандартному стані** речовини перебувають за тиску 1 атм. або 101,325 кПа та будь-якої сталої температури. То ж, визначені для речовин, що перебувають у стандартному стані, наприклад, при температурі 900 К, стандартні значення ентальпії та інших термодинамічних величин позначають відповідними символами, зокрема ΔH_{900} .

Рівняння хімічних реакцій, у яких зазначається величина теплового ефекту, називаються термохімічними. Величина теплового ефекту Q вказується у правій частині рівняння зі знаком плюс у випадку екзотермічної реакції і зі знаком мінус у разі ендотермічної реакції. У термохімічних рівняннях можна

вказувати і зміну ентальпії. Величина ΔH записується після рівняння реакції і має знак, протилежний знаку Q .

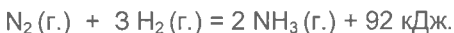
Оскільки тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин, у термохімічних рівняннях обов'язково треба вказувати агрегатний стан як реагентів, так і продуктів реакції: р. – рідкий, г. – газуватий, тв. (кр.) – твердий, кристалічний.

Коефіцієнти перед формулами сполук у термохімічних рівняннях показують число моль відповідних речовин. Здебільшого тепловий ефект реакції розраховують для 1 моль продукту реакції, тому в термохімічних рівняннях можна застосовувати дробові коефіцієнти.

Приклад № 1.

При взаємодії 1 моль азоту (N_2) з 3 моль водню (H_2) утворюється 2 моль амоніаку (NH_3) і виділяється 92 кДж теплоти. Скласти термохімічне рівняння цієї хімічної реакції (усі речовини, що беруть участь у реакції, – газуваті).

Розв'язок: Термохімічне рівняння утворення амоніаку має вигляд:



У цьому рівнянні записана величина теплового ефекту Q .

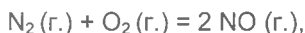
Позаяк $Q = -\Delta H$, то термохімічне рівняння для цієї реакції у більш сучасному вигляді можна записати:



Відповідь: реакція екзотермічна.

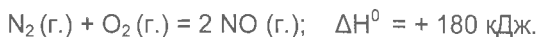
Приклад № 2.

У результаті реакції, що відбувається за рівнянням:



поглинається 180 кДж теплоти. скласти термохімічне рівняння цієї реакції. Як записати термохімічне рівняння утворення 1 моль NO ?

Розв'язок: Термохімічне рівняння ендотермічної реакції утворення нітроген(II) оксиду з азоту і кисню має вигляд:



Це термохімічне рівняння показує, що при взаємодії 1 моль азоту і 1 моль кисню утворюється 2 моль нітроген(II) оксиду та поглинається 180 кДж теплоти. Термохімічне рівняння реакції утворення 1 моль нітроген(II) оксиду з азоту і кисню записується так:



Якщо при утворенні хімічної речовини виділяється (або поглинається) певна кількість теплоти, то при розкладанні цієї речовини поглинається (або виділяється) така сама кількість теплоти. Тому речовини, при утворенні яких виділяється велика кількість теплоти, є дуже стійкими і важко розкладаються.

Приклад № 3.

Визначити тепловий ефект реакції розкладу 1 моль CaCO_3 , якщо при утворенні 10 г CaCO_3 виділилося 16 кДж теплоти.

Розв'язок: Визначимо кількість теплоти, яка виділяється при утворенні 1 моль CaCO_3 ($M_{(\text{CaCO}_3)} = 100 \text{ г/моль}$): при утворенні 10 г CaCO_3 виділилося 16 кДж теплоти; при утворенні 100 г CaCO_3 виділилося x кДж теплоти:

$$x = 16 \text{ (кДж)} \times 100 \text{ (г)} / 10 \text{ (г)} = 160 \text{ кДж.}$$

Якщо термохімічне рівняння реакції утворення 1 моль CaCO_3 має вигляд:



то термохімічне рівняння реакції розкладу 1 моль CaCO_3 виглядатиме:



Відповідь: При розкладанні 1 моль CaCO_3 поглинається 160 кДж теплоти.

Приклад № 4.

За термохімічним рівнянням



визначити, скільки теплоти виділяється при утворенні 2 л амоніаку за н.у.

Розв'язок: За даними термохімічного рівняння складаємо пропорцію:

при утворенні 22,4 л NH_3 виділяється 46 кДж теплоти,

при утворенні 2 л NH_3 виділяється x кДж теплоти.

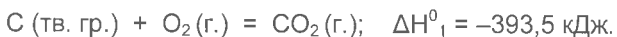
$$x = 46 \text{ (кДж)} \times 2 \text{ (л)} / 22,4 \text{ (л)} = 4,1 \text{ кДж.}$$

Відповідь: При утворенні 2 л NH_3 виділяється 4,1 кДж теплоти.

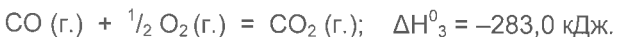
У 1840 р. Г.І. Гесс встановив, що: тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від природи і початкового та кінцевого стану речовин – реагентів і продуктів реакції, і не залежить від проміжних стадій процесу перетворення.

Цей закон який є окремим випадком закону збереження енергії, та іноді його ще називають **другим законом термохімії**.

Наприклад, вуглекислий газ – карбон(IV) оксид можна отримувати безпосередньо з простих речовин. Термохімічне рівняння цієї реакції:



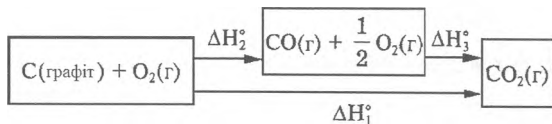
Інший спосіб отримання CO_2 з тих же простих речовин полягає в утворенні карбон(II) оксиду і подальшому його окисненні до CO_2 :



Як видно з наведених термохімічних рівнянь,

$$\Delta H^0_1 + \Delta H^0_2 + \Delta H^0_3 = -393,5 \text{ кДж.}$$

Отже, тепловий ефект не залежить від шляху перетворення реагентів на продукти реакції:



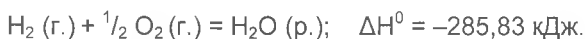
Важливо зазначити, що закон Гесса справедливий за таких умов:

- 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 розраховувати, 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 $\Delta H_{\text{утв.}}^{\circ}$ – це тепловий ефект реакції утворення 1 моль речовини з простих речовин, стійких за стандартних умов. Теплоти утворення простих речовин, стійких за стандартних умов, прийнято вважати рівними нулю. Наприклад, тепловий ефект реакції



є теплотою утворення або стандартною ентальпією утворення рідкої води. Оскільки теплоти утворення H_2 та O_2 рівні нулю, то у рівнянні записується лише теплота утворення рідкої води $-285,83 \text{ кДж.}$

Теплоти утворення різних речовин за стандартних умов наведено в таблиці у додатку Л.

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, для реакції

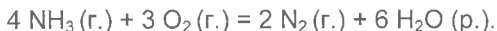


тепловий ефект реакції ΔH° дорівнює:

$$\Delta H^{\circ} = (c \Delta H_{\text{утв. C}}^{\circ} + d \Delta H_{\text{утв. D}}^{\circ}) - (a \Delta H_{\text{утв. A}}^{\circ} + b \Delta H_{\text{утв. B}}^{\circ}).$$

Приклад № 5.

Обчислити тепловий ефект реакції:



Розв'язок: На підставі 1-го наслідку закону Г.І. Гесса записуємо, чому дорівнює тепловий ефект цієї реакції:

$$\Delta H^0 = (2 \Delta H^0_{\text{утв. N}_2} + 6 \Delta H^0_{\text{утв. H}_2\text{O}}) - (4 \Delta H^0_{\text{утв. NH}_3} + 3 \Delta H^0_{\text{утв. H}_2\text{O}}).$$

Теплоти утворення простих речовин O_2 і N_2 дорівнюють нулю, а з таблиці у додатку Л 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 даної реакції:



Відповідь: При окисненні NH_3 поглинається 1530,98 кДж теплоти.

Другий наслідок із закону Г.І. Гесса: *теплові ефекти багатьох хімічних реакцій можна визначити також за теплотами згорання речовин, які беруть у них участь.*

Теплотою (ентальпією) згорання $\Delta H^0_{\text{згор.}}$ речовини, що містить С, Н, N, О, називається тепловий ефект реакції згорання 1 моль цієї речовини в достатній кількості кисню з утворенням $\text{H}_2\text{O}(\text{р.})$ і газуватих CO_2 та N_2 .

Отже, другий наслідок закону Г.І. Гесса має важливе значення для розрахунків теплових ефектів реакцій переважно в органічній хімії.

Наприклад, якщо тепловий ефект реакції, розглянутої у прикладі № 5, розділити на 4, то отримуємо теплоту згорання 1 моль амоніаку:

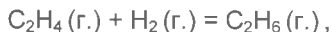
$$\Delta H^0_{\text{згор. NH}_3} = -383 \text{ кДж/моль}.$$

Теплоти згорання непальних (негорючих) речовин (H_2O , CO_2 та інші) дорівнюють нулю.

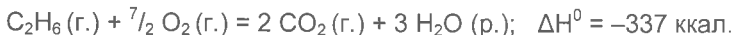
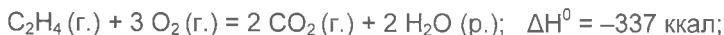
Згідно з другим наслідком закону Г.І. Гесса: *тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот згорання реагентів і сумою теплот згорання продуктів реакції, з врахуванням коефіцієнтів у рівнянні реакції.*

Приклад № 6.

Обчислити тепловий ефект реакції :



враховуючи такі термохімічні рівняння:



Розв'язок:

Теплові ефекти наведених реакцій є теплотами згорання C_2H_4 і C_2H_6 , відповідно. Теплотою згорання водню є теплота утворення води (див. додаток Р):



За другим наслідком із закону Г.І. Гесса тепловий ефект цієї реакції ΔH_x^0 дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta H_x^0 &= (\Delta H_{\text{згор.}}^0 \text{C}_2\text{H}_4 + \Delta H_{\text{згор.}}^0 \text{H}_2) - \Delta H_{\text{згор.}}^0 \text{C}_2\text{H}_6 = \\ &= (-337) + (-68,3) - (-373) = -32,3 \text{ ккал}. \end{aligned}$$

Отже, термохімічне рівняння реакції:



Відповідь: При утворенні C_2H_6 поглинається 32,3 кДж теплоти.

У природі всі процеси відбуваються так, що система переходить з більш упорядкованого в менш упорядкований стан. Обернений перехід системи, тобто в упорядкований стан, менш ймовірний. Отже, для оцінки можливості перебігу процесу певне значення має фактор ймовірності.

Відомо, що у замкнених системах неупорядкованість встановлюється самочинно, а для встановлення впорядкованості необхідно виконати певну роботу. Такі процеси характеризуються ще й зменшенням вільної енергії системи, тобто такої енергії, яка

може бути перетворена на корисну роботу. Для самочинних процесів вільна енергія ≤ 0 , тобто система прагне до переходу в стан з найменшим запасом енергії, тобто найбільш стійкий стан (основний стан).

Другий закон термодинаміки: в ізольованих системах процеси, які відбуваються самочинно, можуть бути спрямовані лише від вищого рівня енергії до нижчого.

Із цим законом зв'язане запропоноване Р. Клаузіусом поняття ентропії S – функції для кількісної оцінки існування певного макростану системи, відносна ймовірність існування якого залежить від числа мікростанів, завдяки яким він може відбуватися. Характеризувати стан систем виявилось зручніше не самою ймовірністю існування певного макростану, а величиною, пропорційною до його логарифму.

Ентропія – характеристична функція системи, за допомогою якої описується її стан, а саме термодинамічна ймовірність ω різних мікростанів системи, які відповідають цій функції. Ентропія S зв'язана з ω співвідношенням (формула Больцмана):

$$S = R / N_A \cdot \ln \omega, R / N_A = k,$$

де S – ентропія; R – універсальна газова стала; N_A – число Авогадро; k – стала Больцмана.

Отже, ймовірність мікростанів системи може бути як безмежно великим числом, так і малим. Наприклад, коли б можна було 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 при температурі $T = 0 \text{ K}$ має $S = 0$.

Зважаючи на те, що система намагається набути максимально неупорядкованого стану, то ентропію можна розглядати як кількісну міру неупорядкованості.

Так, ентропія зростає при зміні стану речовини з кристалічного на рідкий. Наприклад, вода у твердому стані має кристалічну будову, яка характеризується певною орієнтацією частинок і їх чіткою впорядкованістю. При перетворенні льоду на

воду відстань між частинками збільшується, але сили взаємодії між молекулами ще достатні, щоб чинити опір невпорядкованому руху молекул, тому спостерігається «ближній» порядок, а вода, зберігаючи об'єм, лише втрачає форму. Коли ж при нагріванні вода перетворюється на пару, міжмолекулярна взаємодія стає дуже слабкою, і вже не здатні утримуватися разом молекули хаотично переміщуються в просторі – відбувається безмежне розширення газу. Отже, з підвищенням температури ентропія теж зростає, адже частинки рухаються інтенсивніше, і кількість варіантів зміни їх розташування збільшується. То ж, чим більша ентропія, тим більша невпорядкованість у системі.

Змінюється ентропія і у процесі хімічних реакцій: S зростає, якщо реакція відбувається зі збільшенням числа молекул газів, і, відповідно, S знижується, якщо внаслідок реакції утворюється менше число молекул газів.

Третій закон термодинаміки (теорема В. Нернста): ентропія усіх чистих (у кристалічному стані) тіл при температурі абсолютного нуля дорівнює нулю. Його можна сформулювати ще як положення (принцип) про неможливість досягнення абсолютного нуля.

Враховуючи третій закон термодинаміки, можна обчислити значення ентропії за різних температур, проте при перетвореннях різного типу важливо знати не абсолютне значення ентропії, а її зміну ΔS , яка характеризує можливість перебігу процесу. Додатне значення ΔS свідчить про самочинний перебіг процесу в системі, а від'ємне ΔS – про те, 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) відносять до певної кількості речовини та до певних умов, як і ентальпію, щоб можна було порівнювати значення ентропій. Якщо треба визначити зміну ентропії ΔS для системи, в якій відбувається хімічна реакція, то поступають так, як і при обчисленні теплових ефектів реакції за законом Гесса, тобто додають ентропії продуктів реакції, а від

одержаної суми віднімають ентропії реагентів, з врахуванням коефіцієнтів з рівнянь реакції.

Так, для реакції



зміна ентропії ΔS дорівнює:

$$\Delta S^0 = (c \Delta S_{\text{утв. } C}^0 + d \Delta S_{\text{утв. } D}^0) - (a \Delta S_{\text{утв. } A}^0 + b \Delta S_{\text{утв. } B}^0).$$

Зазвичай користуються значенням ентропії, визначеним за стандартних умов, яке називають стандартною ентропією і позначають символом S_{298}^0 . Однак слід враховувати, що для простих тіл $S \neq 0$, на відміну від ΔH_{298}^0 .

Введення стандартних значень ентропії дає змогу встановити такі закономірності зміни ентропії:

- ускладнення молекул зумовлює зростання ентропії, наприклад:

$$S_{298}^0(\text{O}) = 161; S_{298}^0(\text{O}_2) = 205; S_{298}^0(\text{O}_3) = 239;$$

- у межах однієї підгрупи елементів Періодичної системи ентропія простих речовин зростає;

- ентропія простих речовин і сполук елементів є властивістю, яка змінюється періодично.

Отже, на перебіг хімічного процесу впливають два фактори – ентальпійний та ентропійний. Спонтанному перебігу процесу сприяє зменшення ентальпії системи, тобто від'ємне значення ΔH , а також збільшення ентропії, або додатне значення ΔS . То ж ентальпійний і ентропійний фактори мають протилежний характер. Оскільки ΔH вимірюється в 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, коли ентальпійний і ентропійний фактори компенсують один одного, справедлива рівність:

$$\Delta H = T \Delta S.$$

На практиці для визначення напрямку перебігу хімічних процесів користуватися двома факторами, які діють у протилежних напрямках, незручно. Тому, для процесів, які

відбуваються при $P = \text{const}$ і $T = \text{const}$, потенціалом, який може зрушити хімічний процес зі стану рівноваги є функція стану – енергія Гіббса G або вільна енергія (ізобарно-ізотермічний потенціал).

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

Зміна енергії Гіббса дорівнює максимальній корисній роботі, яку система виконує в цьому процесі.

$$-\Delta G = A_{\text{max}}$$

Абсолютне значення енергії Гіббса, як і ентальпії, визначити неможливо, проте можна визначити зміну енергії Гіббса ΔG при тих, чи інших перетвореннях у системі.

Характер зміни енергії Гіббса ΔG визначає можливість або неможливість 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 у процесі енергія Гіббса зменшується. Якщо величина вільної енергії ΔG процесу додатна, тобто $\Delta G > 0$, то здійснення реакції термодинамічно неможливе, а якщо $\Delta G = 0$, система перебуває у стані хімічної рівноваги.

При низьких температурах значення добутку $T \cdot \Delta S$ дуже мале, тому

$$|\Delta H| \gg |T \cdot \Delta S|, \text{ і } \Delta G \approx \Delta H.$$

У таких випадках імовірність перебігу реакції визначається знаком і величиною ΔH , тобто самочинно можуть відбуватися екзотермічні реакції ($\Delta H < 0$), а ендотермічні ($\Delta H > 0$) – вимушено.

З підвищенням температури $T > 10^3 \text{ K}$ ентропійний фактор зростає, тому

$$|\Delta H| \ll |T \cdot \Delta S|, \text{ і } \Delta G \approx -T \cdot \Delta S,$$

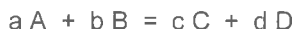
тобто взаємодія залежить від знаку зміни ентропії, і прагнення до розриву хімічних зв'язків переважає над можливістю їх утворення.

При температурах з проміжними значеннями між низькими та високими знак і величина ΔG залежить одночасно як від ентальпійного, так і від ентропійного факторів.

Для визначення ΔG , як і для зміни ентальпії, за нуль приймають роботу утворення молекул простих речовин, то ж і $\Delta G = 0$. Корисну роботу утворення інших речовин розраховують за стандартних умов, вважаючи концентрації усіх компонентів реакції рівними 1 моль/дм³. Таке значення енергії Гіббса називають *стандартною енергією Гіббса* ΔG^0_{298} .

Зміна енергії Гіббса та ентропії системи, як і зміна ентальпії, не залежать від стадій процесу, тому й визначаються як різниця відповідних значень продуктів реакції та початкових речовин (реагентів) з врахуванням коефіцієнтів у рівнянні реакції.

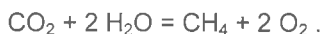
Так, для реакції



зміна енергії Гіббса ΔG дорівнює:

$$\Delta G^0 = (c \Delta G^0_{\text{умв. C}} + d \Delta G^0_{\text{умв. D}}) - (a \Delta G^0_{\text{умв. A}} + b \Delta G^0_{\text{умв. B}}).$$

Наприклад, термодинамічними розрахунками (використовуючи додатки Л, М, Н, П) можна довести, чи взаємодіятиме CO₂ з водою при 25°C (T = 298 K) за схемою:



$$\begin{aligned} \Delta S &= S_{\text{CH}_4} + 2 S_{\text{O}_2} - S_{\text{CO}_2} - 2 S_{\text{H}_2\text{O}} = 44,4 + 98 - 51,1 - 33,6 = \\ &= +57,7 \text{ кал/моль} \cdot \text{K} = +0,058 \text{ ккал/моль} \cdot \text{K}. \end{aligned}$$

$$\Delta H = \Delta H_{\text{CH}_4} - \Delta H_{\text{CO}_2} - 2 \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = +212,7 \text{ ккал}.$$

$$\Delta G = 212,7 - 298 \cdot 0,058 = 212,7 - 16,7 = +196,0 \text{ ккал}.$$

Оскільки ΔG має велике додатне значення, це означає, що утворення метану з води та вуглекислого газу при 25°C є термодинамічно не вигідним, тобто взаємодія речовин не відбувається.

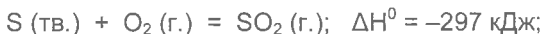
Розрахункові задачі

1. Складіть термохімічні рівняння утворення води рідкої та газуватої з простих речовин, якщо:

- при утворенні 1 моль води виділяється 286 кДж теплоти;
- при утворенні 9 г H₂O (г) виділяється 123 кДж теплоти.

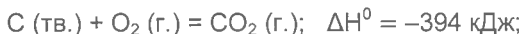
Зверніть увагу, що при утворенні води в різних агрегатних станах – H_2O (г.) і H_2O (р.) – виділяється різна кількість теплоти.

2. Обчисліть за термохімічним рівнянням:



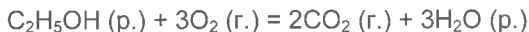
- а) яка кількість теплоти виділиться при згоранні 640 г сірки;
б) який об'єм кисню за н.у. вступає в реакцію, якщо при цьому виділяється 59,4 кДж теплоти;
в) скільки грамів сірки згоріло, якщо відомо, що виділилося 594 кДж теплоти.

3. Обчисліть за термохімічним рівнянням:



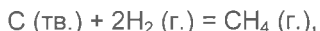
- а) який об'єм кисню O_2 використано за н.у., якщо виділилося 240 кДж теплоти;
б) скільки виділиться теплоти при згоранні 1 кг вугілля (С);
в) скільки літрів карбон(IV) оксиду утворюється за н.у., якщо виділяється 788 кДж теплоти?

4. Визначте тепловий ефект реакції горіння етанолу:



за теплотами утворення речовин, що беруть участь в реакції.

5. Обчисліть тепловий ефект реакції



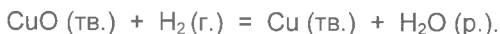
якщо відомо, що $\Delta H^0_{\text{згор. CH}_4} = -891 \text{ кДж/моль}$, а теплоти згорання вуглецю і водню дорівнюють теплотам утворення $\text{CO}_2(\text{г.})$ і $\text{H}_2\text{O}(\text{р.})$, відповідно. Порівняйте розрахований тепловий ефект з табличним значенням теплоти утворення метану CH_4 .

6. Термохімічне рівняння реакції утворення гідроген йодиду:

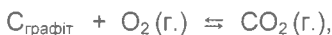


Обчисліть: а) скільки теплоти поглинеться під час взаємодії йоду масою 60 г з надлишком водню; б) теплоту утворення гідроген йодиду.

7. Записати загальні вирази для визначення та обчислити ΔH^0 , ΔG^0 та ΔS^0 реакції:



8. За допомогою значень ΔH_f^0 та S^0 обчислити ΔG^0 реакції:



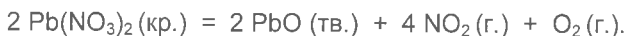
якщо $\Delta H^0 = -393,5$ кДж;

$$S^0_{\text{C(графіт)}} = 5,74 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K};$$

$$S^0_{\text{O}_2(\text{г.})} = 205,04 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K};$$

$$S^0_{\text{CO}_2(\text{г.})} = 213,68 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}.$$

9. Записати загальні вирази та обчислити ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} та ΔS^0_{298} реакцій (використовуючи таблиці у додатках Л, М, Н):



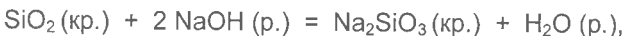
10. Записати загальні вирази та обчислити ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} та ΔS^0_{298} реакцій (використовуючи таблиці у додатках Л, М, Н):



11. Записати загальні вирази та обчислити ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} та ΔS^0_{298} хімічних реакцій:



12. Визначити напрям хімічної реакції за величиною зміни енергії Гіббса:



якщо $\Delta G^0_{298}(\text{SiO}_2) = -803,75$ кДж/моль;

$$\Delta G^0_{298}(\text{NaOH}) = -419,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = -1427,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = -237,5 \text{ кДж/моль}.$$

План до теми:

1. Класифікації хімічних реакцій.
2. Швидкість хімічних реакцій.
3. Залежність швидкості реакцій від концентрації реагентів. Закон дії мас.
4. Енергія активації при 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 (обернені, послідовні, паралельні, ланцюгові).
11. Послідовні хімічні реакції. Лімітуюча стадія при послідовній хімічній реакції.
12. Основні стадії ланцюгових реакцій.

Розділ хімії, в якому вивчаються швидкості і механізми хімічних реакцій, а також закономірності їх перебігу називається **хімічною кінетикою**.

Хімічні реакції, які відбуваються в гомогенних системах, називаються *гомогенними реакціями*. Гомогенні реакції відбуваються у всьому об'ємі реакційної суміші.

Гетерогенні реакції – це хімічні реакції в гетерогенних системах, які відбуваються на межі (поверхні) поділу фаз: газ + тверда речовина, рідина + газ, рідина + тверда речовина, тверда речовина + тверда речовина.

Швидкість гомогенної реакції $\vartheta_{\text{гом}}$ виражають через кількість речовини n (ν), яка вступає в реакцію або утворюється внаслідок реакції, за одиницю часу t в одиниці об'єму системи V :

$$\vartheta_{\text{гом}} = n_2 - n_1 / V \cdot (t_2 - t_1) = \Delta n / V \cdot \Delta t,$$

де n_1 – число моль речовини, що реагує в момент часу t_1 ; n_2 – число моль цієї ж речовини в момент часу t_2 .

Відношення числа моль речовини до об'єму реакційної суміші n/V називається *мольно-об'ємною концентрацією*, позначається буквою C і виражається зазвичай у моль/л:

$$\vartheta_{\text{гом}} = \pm (\Delta C / \Delta t) = \pm [(C_2 - C_1) / (t_2 - t_1)].$$

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 «-» – концентрацію реагентів «-С» (адже швидкість реакції повинна бути величиною додатною).

Швидкість гетерогенної реакції $\vartheta_{\text{гет}}$ визначається як кількість речовини, яка вступає в реакцію або утворюється внаслідок реакції за одиницю часу t на одиниці поверхні поділу фаз S :

$$\vartheta_{\text{гет}} = \pm (\Delta n / S \cdot \Delta t).$$

Швидкість будь-якої хімічної реакції залежить від таких факторів:

- 1) природи реагентів;
- 2) концентрації реагентів;
- 3) температури;
- 4) наявності каталізаторів.

Швидкість гетерогенних реакцій залежить також від:

- а) величини поверхні поділу фаз (зі збільшенням поверхні поділу фаз швидкість гетерогенних реакцій 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 при одних і тих самих умовах різні речовини взаємодіють одна з одною з різною швидкістю. Наприклад, за звичайних умов реакція між хлоридною кислотою HCl і розчином натрій гідроксиду

NaOH відбувається майже миттєво, а реакція між воднем H_2 і бромом Br_2 – повільно.

Вплив зміни концентрації реагентів і тиску

При збільшенні концентрації реагентів швидкість реакції збільшується, бо при збільшенні кількості речовини в одиниці об'єму збільшується число зіткнень між частинками реагуючих речовин.

Кількісно залежність швидкості реакції від концентрації реагентів виражається законом діючих мас.

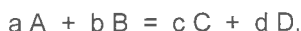
Закон дії мас

(К.М. Г'юльдберг і П. Вааге, 1867 р.)

Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагентів.

Для найпростіших одностадійних реакцій значення концентрацій речовин підносять до ступенів, які дорівнюють коефіцієнтам перед формулами речовин у рівнянні реакції.

Наприклад, для реакції:



де a , b , c , d – коефіцієнти перед формулами речовин A , B , C , D , швидкість реакції відповідно до закону дії мас можна записати:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \quad \text{або} \quad v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де $C_A = [A]$ і $C_B = [B]$ – концентрації реагентів; k – константа швидкості реакції, яка дорівнює швидкості реакції реагентів за умови, що концентрації дорівнюють 1 моль/л. Отже, константа швидкості реакції k залежить від природи реагентів, температури, але не залежить від концентрації речовин.

Вирази $v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$ називаються кінетичними рівняннями реакцій, у яких враховуються лише концентрації речовин газуватих і розчинених, але не враховуються концентрації твердих речовин:

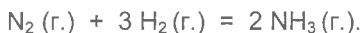


Тиск безпосередньо впливає лише на швидкість реакцій, які відбуваються за участю газів, бо в такому випадку зміна тиску рівнозначна зміні концентрацій речовин у газуватому стані. Для усіх інших реакції вплив тиску є не прямим, а опосередкованим.

За кінетичним рівнянням можна розраховувати зміну швидкості реакцій під впливом таких факторів: тиску, температури, концентрації реагуючих речовин.

Приклад № 1.

Визначити, як зміниться швидкість реакції синтезу амоніаку:



при: а) збільшенні концентрації реагентів у 3 рази;

б) при зниженні тиску в реакційній суміші в 2 рази.

Розв'язок:

а) запишемо кінетичне рівняння даної реакції:

$$v = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3.$$

Нехай x – концентрація N_2 ; y – концентрація H_2 , тоді швидкість реакції дорівнює:

$$v = k \cdot x \cdot y^3.$$

Якщо концентрації збільшені в 3 рази, то

$$C_{\text{N}_2} = 3x, C_{\text{H}_2} = 3y,$$

а швидкість реакції дорівнює:

$$v' = k \cdot 3x \cdot (3y)^3 = 81 k \cdot x \cdot y^3.$$

Відношення швидкостей дорівнює:

$$v' / v = 81 k \cdot x \cdot y^3 / k \cdot x \cdot y^3 = 81.$$

б) концентрації газуватих речовин пропорційні тиску: при зниженні тиску в 2 рази концентрації газуватих речовин також у 2 рази зменшуються. То ж, якщо до зміни тиску концентрації N_2 і H_2 були рівні, відповідно, x та y , то після зниження тиску в 2 рази, стали рівні $x/2$ та $y/2$. Швидкості реакції до і після зміни тиску дорівнюють:

$$\vartheta = k \cdot x \cdot y^3 \quad \text{і} \quad \vartheta' = k \cdot x/2 \cdot (y/2)^3.$$

Відношення швидкостей дорівнює:

$$\vartheta' / \vartheta = k \cdot x/2 \cdot (y/2)^3 / k \cdot x \cdot y^3 = 1/16.$$

Відповідь: а) при збільшенні концентрацій реагентів у 3 рази, швидкість реакції збільшується у 81 разів; б) при зниженні тиску в реакційній суміші удвічі, швидкість реакції зменшується у 16 разів.

Вплив температури

При підвищенні температури швидкість хімічних реакцій переважно збільшується. Залежність швидкості реакції від температури описується **правилом Вант-Гоффа**: при підвищенні температури на кожні 10°C швидкість більшості хімічних реакцій збільшується в 2-4 рази.

Це правило математично виражається такою формулою:

$$\vartheta_2 = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

де γ – температурний коефіцієнт, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції при підвищенні температури на 10°C; ϑ_1 – швидкість реакції при температурі t_1 ; ϑ_2 – швидкість реакції при температурі t_2 .

Приклад № 2.

Визначити, у скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 10 до 50°C, якщо температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 4$.

Розв'язок:

$$\vartheta_2 = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{50 - 10}{10}} = \vartheta_1 \cdot \gamma^{\frac{40}{10}} = \vartheta_1 \cdot 4^4 = 256 \vartheta_1,$$

$$\vartheta_2 / \vartheta_1 = 256.$$

Відповідь: при підвищенні температури від 10 до 50°C швидкість реакції збільшується у 256 разів.

Наведений приклад показує, що навіть незначне підвищення температури викликає різке збільшення швидкості реакції.

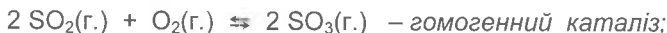
Причину цього пояснює теорія активних молекул (теорія активації). Відповідно до цієї теорії, в реакції можуть брати участь лише такі молекули, енергія яких більша від середньої енергії молекул на якусь певну величину. Ця надлишкова енергія необхідна для ослаблення та розриву хімічних зв'язків у молекулах реагентів і називається енергією активації. Молекули, надлишкова енергія яких більша від енергії активації, називаються активними молекулами. Чим більша кількість активних молекул, тим більша швидкість реакції. При підвищенні температури число активних молекул різко збільшується.

Одним з найважливіших факторів, які впливають на швидкість реакції, є наявність каталізатора. Каталізатором називається речовина, яка змінює швидкість реакції, але сама при цьому не зазнає змін і не витрачається в результаті реакції.

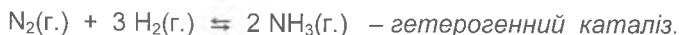
Явище зміни швидкості реакції за наявності каталізаторів називається каталізом. Реакції, які відбуваються за участю каталізаторів, називаються каталітичними реакціями.

Каталіз буває гомогенний і гетерогенний. Якщо реагенти і каталізатор перебувають в одному агрегатному стані (зазвичай у газуватому або є компонентами одного розчину), то такий каталіз називається гомогенним. У випадку гетерогенного каталізу реагенти і каталізатор перебувають у різних агрегатних станах: каталізатор зазвичай є твердою речовиною, а реагенти – рідкими або газуватими речовинами. Наприклад:

каталізатор NO(г.)

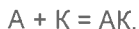


каталізатор Fe(тв.)



Механізм дії каталізаторів є дуже складним. Існує гіпотеза про утворення *проміжних сполук* при взаємодії каталізатора і реагенту.

Якщо реакція $A + B = AB$ без каталізатора відбувається повільно, то при додаванні каталізатора K, він взаємодіє з одним із реагентів (наприклад, A) і утворює нестійку проміжну сполуку AK:



Ця сполука з великою швидкістю реагує з іншим реагентом; при цьому утворюється кінцевий продукт реакції АВ, а каталізатор виділяється у вільному стані:



Зазвичай каталізаторами називають речовини, які збільшують швидкість реакції. Однак існують також речовини, у присутності яких реакції сповільнюються. Такі речовини називаються *інгібіторами*.

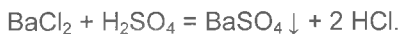
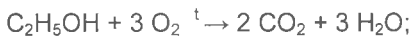
Каталіз – вагомий процес не лише в хімії, а й у біології. Практично всі біохімічні процеси відбуваються за участю біологічних каталізаторів – ферментів (ензимів). За своєю хімічною природою ферменти є білками.

Прямі та обернені реакції. Хімічна рівновага

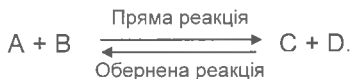
Усі хімічні реакції діляться на два типи: прямі та обернені.

Прямими називаються реакції, які відбуваються тільки в одному напрямку, тобто продукти цих реакцій не взаємодіють один з одним з утворенням початкових речовин.

Пряма реакція закінчується тоді, коли повністю витрачається хоча б один з реагентів. Прямими є реакції горіння; багато реакцій термічного розкладання складних речовин; більшість реакцій, в результаті яких утворюються осади або виділяються газуваті речовини тощо. Наприклад:

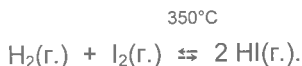


Оберненими називаються реакції, які одночасно відбуваються в прямому і у протилежному напрямках:



У запису рівнянь обернених реакцій використовується *знак оберненості* (\rightleftharpoons).

Прикладом оберненої реакції є синтез йодоводню з водню і йоду:



Через деякий час після початку хімічної реакції в газовій суміші можна виявити не тільки кінцевий продукт реакції HI, але й початкові речовини – H_2 і I_2 . Як би довго не тривала реакція, в реакційній суміші при 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 можна виявити, що через певний час відношення між кількостями всіх трьох речовин буде таким самим. Отже, при утворенні йодоводню з водню і йоду одночасно відбуваються пряма і обернена реакції.

Якщо як реагенти взяти водень і йод з концентраціями C_{H_2} і C_{I_2} , то швидкість прямої реакції в початковий момент часу дорівнювала:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}.$$

Швидкість оберненої реакції

$$v_{\text{оберн.}} = k_{\text{оберн.}} \cdot C_{\text{HI}}.$$

у початковий момент часу дорівнює нулю, бо йодоводень в реакційній суміші відсутній $C_{\text{HI}} = 0$. Поступово швидкість прямої реакції зменшується, адже водень і йод вступають в реакцію, та їхні концентрації зменшуються. При цьому швидкість оберненої реакції збільшується, тому що концентрація утвореного йодоводню поступово зростає. Коли швидкості прямої і оберненої реакцій стануть однаковими, настає хімічна рівновага. У стані рівноваги за певний проміжок часу утворюється стільки ж молекул HI, скільки їх розпадається на H_2 і I_2 .

Стан оберненої реакції, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості оберненої реакції, називається хімічною рівновагою.

Хімічна рівновага є динамічною рівновагою. У рівноважному стані продовжують відбуватися і пряма, і обернена реакції. Оскільки, в рівноважному стані швидкість прямої і оберненої реакції однакові, то концентрації всіх речовин в реакційній системі

не змінюються (рис. 13). Ці концентрації називаються *рівноважними концентраціями*.

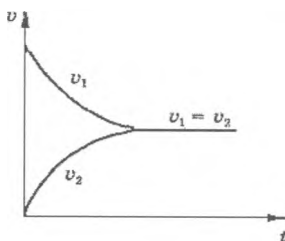


Рис. 13. Зміна швидкості прямої (ϑ_1) і оберненої (ϑ_2) реакцій з часом (t).

Для оберненої реакції



у стані рівноваги:

$$\vartheta_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b = k_{\text{пр}} \cdot [A]_p^a \cdot [B]_p^b;$$

$$\vartheta_{\text{оберн}} = k_{\text{пр}} \cdot C_C^c \cdot C_D^d = k_{\text{оберн}} \cdot [C]_p^c \cdot [D]_p^d;$$

де $C_A = [A]$, $C_B = [B]$, $C_C = [C]$, $C_D = [D]$, а $[A]_p$, $[B]_p$, $[C]_p$, $[D]_p$ – рівноважні концентрації.

Позаяк $\vartheta_{\text{пр}} = \vartheta_{\text{оберн}}$, то:

$$k_{\text{пр}} \cdot [A]_p^a \cdot [B]_p^b = k_{\text{оберн}} \cdot [C]_p^c \cdot [D]_p^d$$

Отже,

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{оберн}}} = \frac{[C]_p^c \cdot [D]_p^d}{[A]_p^a \cdot [B]_p^b},$$

$k_{\text{пр}} = \text{const}$, $k_{\text{оберн}} = \text{const}$, отже $k_{\text{пр}} / k_{\text{оберн}} = \text{const}$.

Відношення констант швидкостей прямої і оберненої реакцій є величиною сталою і називається *константою рівноваги* (K_p):

$$K_p = k_{\text{пр}} / k_{\text{оберн}}$$

$$K_p = \frac{[C]_p^c \cdot [D]_p^d}{[A]_p^a \cdot [B]_p^b}$$

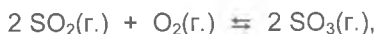
Концентрації твердих речовин у виразі константи рівноваги не враховують.

Константа рівноваги цієї реакції залежить від температури і тиску, 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 зменшує час досягнення рівноваги.

Чисельне значення константи рівноваги характеризує вихід продуктів реакції. Чим більше K_p , тим повніше реагенти (A і B) перетворюються на продукти реакції (C і D), тобто збільшується вихід продуктів реакції. При $K_p < 1$ у рівноважній системі переважають початкові реагенти.

Приклад № 3.

Записати вираз константи рівноваги та обчислити її значення для реакції:



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:

$$K_p = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = 0,04^2 / 0,12^2 \cdot 0,06 = 1,85.$$

Відповідь: $K_p = 1,85$.

Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

Хімічна рівновага є рухомою і залежить від зовнішніх умов, зміна яких впливає на швидкості прямої і оберненої реакцій. Виникнення різниці швидкостей прямої і оберненої реакції зумовлює зміщення рівноваги.

Якщо внаслідок зовнішньої дії швидкість прямої реакції стає більшою, ніж швидкість оберненої реакції, то рівновага зміщується вправо (у бік прямої реакції). Якщо ж швидкість оберненої реакції стає більшою, ніж швидкість прямої реакції, то рівновага зміщується вліво (у бік оберненої реакції). Результатом зміщення

рівноваги є перехід системи у новий рівноважний стан з іншим відношенням концентрацій реагентів.

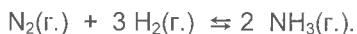
Напрямок зміщення рівноваги визначається за принципом, який був сформульований французьким вченим А.Л. Ле-Шательє (1884 р.): *якщо на рівноважну систему впливають іззовні, то рівновага зміщується у бік тієї реакції (прямої чи оберненої), яка зменшує цей вплив.*

Найважливішими зовнішніми чинниками, які можуть приводити до зміщення хімічної рівноваги, є: а) концентрації реагентів; б) температура; в) тиск.

Вплив концентрації реагентів

Якщо у рівноважну систему вводиться речовина, що братиме участь у реакції, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, при здійсненні якої ця речовина витрачається. Якщо з рівноважної системи виводиться якась речовина, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, при здійсненні якої ця речовина утворюється.

Наприклад, розглянемо, які речовини слід вводити, а які речовини виводити з рівноважної системи для зміщення зоротної реакції синтезу амоніаку вправо:



Для зміщення рівноваги вправо (у бік прямої реакції утворення амоніаку) необхідно у рівноважну суміш вводити азот і водень (тобто збільшувати їхні концентрації) і виводити з рівноважної суміші амоніак (тобто зменшувати його концентрацію).

Вплив температури

Пряма і обернена реакції мають протилежні теплові ефекти: якщо пряма реакція екзотермічна, то обернена реакція ендотермічна (і навпаки). При нагріванні системи (тобто підвищенні її температури) рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції; при охолодженні (зниженні температури) рівновага зміщується в бік екзотермічної реакції.

Наприклад, реакція синтезу амоніаку є екзотермічною:



а реакція розкладання амоніаку (обернена реакція) є ендотермічною:

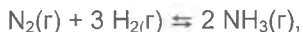


Тому підвищення температури зміщує рівновагу в бік оберненої реакції розкладання амоніаку.

Вплив тиску

Тиск впливає на рівновагу реакцій, у яких беруть участь газуваті речовини. Якщо зовнішній тиск підвищується, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, при здійсненні якої число молекул газу зменшується. І навпаки, рівновага зміщується в бік утворення більшого числа молекул газу при зниженні зовнішнього тиску. Якщо реакція відбувається без зміни числа молекул газуватих речовин, тиск не впливатиме на рівновагу в даній системі.

Наприклад, для збільшення виходу амоніаку (зміщення вправо) необхідно підвищувати тиск в системі оберненої реакції

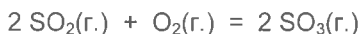


оскільки при здійсненні прямої реакції число молекул газу зменшується (з чотирьох молекул газів азоту та водню утворюються дві молекули газу амоніаку).

Розрахункові задачі

1. Визначити швидкість хімічної реакції $A + B = AB$, якщо початкова концентрація речовини А була рівна 1 моль/л, а через 4 с. концентрація цієї речовини стала 0,6 моль/л.

2. Визначити, як зміниться швидкість реакції:



при: а) зменшенні концентрації реагентів у 2 рази;

б) підвищенні тиску в 3 рази.

3. Записати вираз константи рівноваги і обчислити її значення для реакції



якщо рівноважні концентрації CO , H_2 і H_2O рівні, відповідно, $5,66 \cdot 10^{-2}$; $5,66 \cdot 10^{-2}$ і $2 \cdot 10^{-1}$ моль/л.

4. Визначити, як зміниться швидкість реакції



при зменшенні тиску в 4 рази.

5. Обчислити, як зміниться швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 2, при:

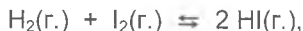
а) підвищенні температури на 30°C ;

б) зниженні температури від 70°C до 20°C .

6. На скільки градусів потрібно знизити температуру для зменшення швидкості реакції у 27 разів, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3?

7. Чому дорівнює температурний коефіцієнт реакції, якщо при підвищенні температури на 40°C швидкість її збільшується у 256 разів?

8. Обчислити константу рівноваги реакції:



якщо рівноважні концентрації водню, йоду і йодоводню рівні відповідно $0,065 \cdot 10^{-3}$, $1,065 \cdot 10^{-3}$ та $1,87 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

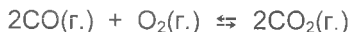
9. В який бік зміщується рівновага в таких рівноважних системах при підвищенні температури:

а) $2 \text{NO}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{г.}); \Delta H = + 9,6 \text{ кДж}$;

б) $2 \text{CO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2(\text{г.}); \Delta H = - 568 \text{ кДж}$;

в) $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2; \Delta H = -13 \text{ кДж}$?

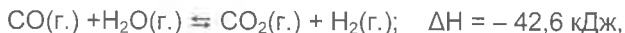
10. У який бік зміщується рівновага оберненої реакції:



при: а) збільшенні концентрації оксиду вуглецю (IV),

б) підвищенні тиску?

11. У який бік зміщується рівновага оберненої реакції:



якщо: а) зменшити концентрацію пари води;

б) підвищити тиск в системі?

12. Обчислити рівноважні концентрації речовин, що беруть участь в реакції:



якщо початкові концентрації речовин дорівнюють: $[\text{CO}] = 0,1$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$ моль/л, а константа рівноваги при цій температурі дорівнює 1.

13. Обчислити швидкість реакції $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ у момент, коли концентрація речовини А під реакції зменшиться на 0,2 моль/л. Початкові концентрації речовин А і В становлять по 0,8 моль/л, а константа швидкості реакції $k = 0,5$.

14. Обчислити, наскільки потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилась у 9 разів. Температурний коефіцієнт реакції $\gamma = 3$.

15. Обчислити, у скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури на 30°C , якщо її температурний коефіцієнт $\gamma = 3$.

16. Обчислити температурний коефіцієнт реакції γ , якщо при підвищенні температури на 30°C її швидкість зростає у 27 разів.

17. Обчислити константу рівноваги системи:



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 системі:



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 для реакції:



РОЗЧИНИ

План до теми:

1. Розчини. Природа розчинів. Розвиток теорії розчинів. Фізична та хімічна природа розчинів.
2. Гідратація, сольватація. Тепловий ефект розчинення. Тепловий ефект сольватації.
3. Розчинність газів у воді. Закон В. Генрі. Залежність розчинності газів у воді від температури.
4. Розчинність твердих речовин (солей) у воді. Залежність розчинності солей від температури. Коефіцієнт розчинності.
5. Вода як розчинник. Ненасичені, насичені та пересичені розчини.
6. Концентрація розчинів та способи її виразу. Масова частка (відсоткова концентрація). Молярна частка.
7. Молярна концентрація. Концентрація еквівалентів.
8. Моляльна концентрація.
9. 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 повного перебігу хімічних реакцій у розчинах електролітів.
14. Кислоти, основи, солі з погляду 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 і слабких кислот і основ.
18. Гідроліз солей, умови перебігу реакції гідролізу.
19. Гетерогенні рівноваги. Добуток розчинності.

Розчин або **істинний розчин** – це гомогенна термодинамічно стійка дво- чи багатокомпонентна система змінного складу. Залежно від агрегатного стану речовин є *рідкі, газуваті й тверді* розчини.

Залежно від кількості розчиненої речовини розчини бувають: насичені, ненасичені та пересичені. **Насичений розчин** – це розчин, у якому встановилася термодинамічна рівновага між нерозчиненою речовиною та речовиною в розчині (при сталих температурі 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 не досягнуто. Деякі речовини можуть утворювати **пересичені розчини**, які при певній температурі містять більше розчиненої речовини, ніж це зумовлено межею насичення (при зниженні температури надлишок речовини випадає у вигляді кристалів).

Кількісно розчинність визначають за вмістом речовини у насиченому розчині – концентрацією розчиненої речовини у розчині. **Концентрація** – це величина, яка виражає відносний вміст, кількість або масу розчиненої речовини (чи компонента) у суміші, розчині чи розчиннику. **Концентрація** – це відношення *неоднотипних величин*.

Відношення однотипних величин, наприклад, маси твердого компонента до маси твердої суміші або маси розчиненої речовини до маси розчину, *називається часткою*. То ж, концентрація як характеристика розчиненої речовини має конкретні одиниці вимірювання. Оскільки вибір одиниць для вимірювання кількості речовини різноманітний, існує кілька способів вираження концентрації: масова частка розчиненої речовини, частка розчиненої речовини виражена у відсотках (відсоткова концентрація), об'ємна частка, молярна концентрація (молярність), молярна концентрація еквівалентів (нормальність), молярна концентрація (молярність), молярна частка і титр розчину.

1. **Масова частка розчиненої речовини** – відношення маси розчиненої речовини $m_{p.p.}$ до маси розчину $m_{p-ну}$ ($m_{p-ну} = m_{p-ка} + m_{p.p.}$). Це – безрозмірна величина, яка позначається буквою ω і виражається у частках одиниці, чисельно завжди менша від одиниці:

$$\omega = m_{p.p.} / m_{p-ка} + m_{p.p.}$$

2. **Масова частка розчиненої речовини, відсоткова концентрація** – число грамів розчиненої речовини $m_{p.p.}$, що міститься у 100 г розчину $m_{p-ну}$, тобто відсоток розчиненої речовини у розчині:

$$\omega = (m_{p.p.} / m_{p-ка} + m_{p.p.}) \cdot 100.$$

Ця концентрація теж позначається буквою ω і виражається у відсотках %.

3. **Молярна концентрація розчиненої речовини** – число моль ($\nu_{\text{моль}}$) розчиненої речовини в 1 літрі розчину – виражається в одиницях *моль/л* і позначається буквою **M** або **C_м**:

$$C_M = m / M \cdot V,$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса розчиненої речовини, г; V – об'єм розчину, л.

4. **Концентрація еквівалентів розчиненої речовини** – визначається числом еквівалентів ($\nu_{\text{екв}}$) розчиненої речовини в 1 літрі розчину, виражається в одиницях *екв/л* і позначається **n** або **C_{екв}**:

$$C_{\text{екв}} = m / M_e \cdot V,$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M_e – маса 1-го еквівалента розчиненої речовини, г; V – об'єм розчину, л.

5. **Моляльна концентрація (моляльність)** – число моль ($\nu_{\text{моль}}$) розчиненої речовини в 1000 г (1 кг) розчинника – виражається в одиницях *моль/кг* і позначається буквою m або **C_м**:

$$C_M = m \cdot 1000 / M \cdot m_1,$$

де m – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса розчиненої речовини, г; m_1 – маса розчинника, г.

6. **Молярна частка** – це відношення числа моль n (або ν) розчиненої речовини до загального числа моль розчину ($n + N$), де N – число моль розчинника. Молярну частку позначають n_0 :

$$n_0 = n / n + N.$$

7. **Титр** – кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину.

Розчинність речовин часто виражають масою речовини, що міститься в 100 масових частках розчинника за температури 18°C.

Розведення розчинів. Титрування

Якщо реакції відбуваються між речовинами у розчинах, їх склад 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 еквівалентів) реагують в однакових об'ємах. Між об'ємами реагуючих речовин і їхніми концентраціями еквівалентів існує обернено пропорційна залежність:

$$C_{ек1} / C_{ек2} = V_2 / V_1,$$

$$C_{ек1} \cdot V_1 = C_{ек2} \cdot V_2.$$

При розведенні розчинів (додаванні до них розчинника) кількість еквівалентів ($\nu_{екв}$) або кількість моль ($\nu_{моль}$) розчиненої речовини не змінюється. Кількість моль розчиненої речовини n (або ν) в розчині об'ємом V_1 з молярною концентрацією $C_{м1}$ дорівнює $n = C_{м1} \cdot V_1$. Після розведення розчину до об'єму V_2 кількість розчиненої речовини не змінюється, то ж невідому концентрацію $C_{м2}$ утвореного розчину можна визначити з рівності:

$$C_{м1} \cdot V_1 = C_{м2} \cdot V_2.$$

Способи вираження концентрації розчинів пов'язані між собою.

При виконанні практичних завдань часто доводиться переходити від одного способу вираження концентрацій розчину до іншого.

Розглянемо конкретні приклади вираження концентрації 2М 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 1 л розчину важить 1 кг. Враховуючи, що молекулярна маса сульфатної кислоти дорівнює 98 г, вважаємо, що в 1000 г розчину міститься кислота масою

$$m = 98 \times 2 = 196 \text{ (г)}.$$

Складаємо пропорцію:

$$1000 \text{ г} \rightarrow 196 \text{ г},$$

$$100 \rightarrow x,$$

Отже, $x = 19,6 \%$.

Визначимо *концентрацію еквівалентів (екв/л)* розчиненої речовини. Позаяк, маса 1 екв. сульфатної кислоти дорівнює

$$M_E = M_{\text{H}_2\text{SO}_4} / n_{\text{екв}} = 98 / 2 = 49 \text{ (г)},$$

то концентрація еквівалентів H_2SO_4 :

$$C_{\text{екв}} = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} / M_E = 196 / 49 = 4 \text{ екв/л}$$

або $2 \text{ М} \times 2 = 4 \text{ екв/л}$, бо 1 моль H_2SO_4 містить 2 екв. H_2SO_4 .

Визначимо *молярну концентрацію (молярність)* розчиненої речовини. У даному розчині масою 1000 г розчинено 196 г кислоти (2 моль), тобто в розчині міститься $1000 - 196 = 804$ (г) води. То ж, *молярну концентрацію* можна визначити із пропорції:

у 804 г води розчинено 2 моль кислоти,

у 1000 г води $\rightarrow x$ моль,

$$x = 2 \times 1000 / 804 = 2,49 \text{ (моль/кг)}.$$

Визначимо *молярну частку* розчину $n_0 = n / (n + N)$;

$$N_{\text{р-ка}} = m_{\text{H}_2\text{O}} / M_{\text{H}_2\text{O}} = 804 / 18 = 44,7 \text{ (моль)},$$

$$n_0 = 2 / (2 + 44,7) = 0,043.$$

Розглянемо низку прикладів щодо приготування розчинів різних концентрацій.

Приклад № 1.

Приготувати 250 мл 0,4 н. розчину H_2SO_4 із розчину з концентрацією кислоти 96 % і густиною $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$. Який об'єм концентрованої кислоти потрібно взяти для приготування розчину?

Розв'язок: Визначимо скільки потрібно взяти чистої кислоти. Маса еквівалента H_2SO_4 становить $98 / 2 = 49 \text{ (г)}$; 0,4 н розчин об'ємом 250 мл повинен містити $49 \times 0,4 \times 0,25 = 4,9 \text{ (г)}$ чистої H_2SO_4 . Зважаючи, що в реальному розчині концентрованої кислоти розрахована кількість становить 96%, визначимо необхідну масу розчину x :

$$\begin{aligned} 4,9 \text{ г} & - 96\%, \\ \text{а } x & - 100\%, \\ x & = 4,9 \times 100 : 96 = 5,1 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

Обчислимо об'єм, який займає 5,1 г концентрованої H_2SO_4 :

$$V = m / \rho = 5,1 / 1,84 = 2,77 \text{ см}^3 \text{ (або 2,77 мл)}.$$

Відповідь: 2,77 мл.

Приклад № 2.

У 500 см^3 води розчинили 50 г мідного купоросу. Яка масова частка розчиненої речовини в утвореному розчині?

Розв'язок: Маса розчину дорівнює $500 + 50 = 550 \text{ (г)}$. Молярна маса мідного купоросу ($\text{CuSO}_4 \times 5 \text{ H}_2\text{O}$) дорівнює $M = 160 + 90 = 250 \text{ (г)}$. Отже,

250 г $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{ H}_2\text{O}$ містить 160 г безводної солі CuSO_4 ,

а 50 г купоросу – x г безводної солі.

Тому,

$$x = 50 \times 160 / 250 = 32 \text{ (г)}.$$

Концентрацію безводної солі розраховуємо за пропорцією:

$$550 \text{ г} \rightarrow 100 \%,$$

$$32 \text{ г} \rightarrow x,$$

$$x = 32 \times 100 / 550 = 5,82 \%$$

Відповідь: 5,82 %.

Приклад №3.

Скільки мідного купоросу потрібно розчинити у 500 мл 20 %-го розчину CuSO_4 (густина розчину $1,1 \text{ г/см}^3$), щоб одержати 25 %-ий розчин солі?

Розв'язок: Визначаємо масу 20 %-го розчину CuSO_4 :

$$m = V \cdot \rho = 500 \cdot 1,1 = 550 \text{ (г)}.$$

Масу розчиненої в ньому солі розраховуємо за пропорцією:

$$550 \rightarrow 100\%$$

$$x \rightarrow 20\%$$

$$x = 550 \times 20 / 100 = 110 \text{ (г)}.$$

Якщо в 550 г розчину розчинити x г мідного купоросу, то маса цього розчину становитиме $(550 + x)$ г, і він міститиме $110 + 160x / 25$ (г) розчиненого купрум сульфату.

Складемо пропорцію та розв'яжемо відповідне рівняння:

$$550 + x \rightarrow 100\%$$

$$110 + 16x / 25 \rightarrow 25\%,$$

$$13750 + 25x = 11000 + 64x;$$

$$39x = 2750;$$

$$x = 70,5 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 70,5 г.

Приклад № 4.

У 2 л води розчинили 44,8 л сульфур(IV) оксиду, виміряного за н. у. Яка масова частка та молярна концентрація утвореного розчину сульфітної кислоти?

Розв'язок: Сульфур(IV) оксид взаємодіє з водою за реакцією:



Маса 2 л води дорівнює 2000 г.

Об'єм 44,8 л SO_2 за н. у. становить 2 моль і має масу $64 \times 2 = 128$ (г).

Якщо з 64 г SO_2 утворюється 82 г кислоти ($M_{\text{SO}_2} + M_{\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 64 + 18 = 82$ (г)), то зі 128 г – утворюється 164 г кислоти.

Оскільки, маса розчину становить $2000 + 128 = 2128$ (г) і становить 100%, то 164 г кислоти $\rightarrow x$ %. Отже,

$$x = 164 \times 100 / 2128 = 7,7 \%$$

Молярна концентрація розчину – це кількість моль розчиненої речовини в 1 л розчину. Утворений розчин розведений (вважають, що $\rho = 1$), тому визначену масу розчину можна вважати чисельно рівною об'єму – 2128 мл.

У 2,128 л розчину міститься 2 моль (164 г) кислоти,

а в 1 л \rightarrow x моль кислоти,

отже, $x = 2 : 2,128 = 0,94$ моль/л.

Відповідь: $\omega = 7,7 \%$. $C_m = 0,94$ моль/л.

Приклад № 5.

В яких об'ємних відношеннях треба змішати розчин 40 % H_2SO_4 ($\rho = 1,32$ г/см³) з 5%-им розчином цієї ж кислоти, щоб одержати 600 мл 15 %-го розчину ($\rho = 1,24$ г/см³) кислоти.

Розв'язок: У таких випадках для розрахунків зручно користуватися правилом змішування – правилом паралелограма (або хреста). Для цього початкові концентрації розчинів записують зліва, а концентрацію заданого 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), а їх можна ще скоротити на 5 і отримати (2 і 5), показують, в якому масовому відношенні потрібно змішувати 40 %-ий та 5 %-ий розчини, відповідно, щоб одержати 15 %-ий розчин кислоти.

Маса 15 %-го розчину, який потрібно приготувати, дорівнює:

$$600 \times 1,24 = 744 \text{ (г)},$$

що становить $2 + 5 = 7$ вагових частин.

Якщо на одну вагову частину припадає:

$$744 : 7 = 106,3 \text{ (г)},$$

то маса 40 %-го розчину дорівнює:

$$744 : 7 \times 2 = 212,6 \text{ (г)},$$

а маса 5 %-го розчину дорівнює:

$$744 : 7 \times 5 = 531,5 \text{ (г)}.$$

Визначаємо об'єм 40%-го розчину:

$$V_1 = 212,6 : 1,32 = 161,06 \text{ (мл)}.$$

Густину 5 %-го розчину вважатимемо за 1, тому об'єм чисельно дорівнює масі розчину $V_2 = 531,5$ (мл).

Отже, розчини потрібно змішати в об'ємних відношеннях:

$$161,06 : 531,5 = 1,0 : 3,3.$$

Відповідь: 1,0 : 3,3.

Приклад № 6.

Який об'єм 0,1 н розчину лугу необхідно використати для повного осадження іонів хрому із 0,2 М розчину CrCl_3 об'ємом 15 мл?

Розв'язок: Запишемо рівняння реакції:



Оскільки речовини взаємодіють у еквівалентних кількостях, то:

$$C_{\text{ек}}^{\text{MeOH}} \cdot V_{\text{MeOH}} = C_{\text{ек}}^{\text{CrCl}_3} \cdot V_{\text{CrCl}_3}.$$

Визначаємо кількість еквівалентів у 15 мл 0,2 М розчину CrCl_3 . Оскільки 1 моль містить 3 екв. CrCl_3 , то 0,2 М – 0,6 екв., а в 0,015 л розчину, відповідно:

$$0,015 \times 0,6 = 0,009 \text{ екв.}$$

За законом еквівалентів обчислюємо об'єм розчину

$$V_{\text{MeOH}} \times 0,1 = 0,6 \times 0,015 = 0,00135 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 1,35 мл.

Приклад № 7.

Калій перманганат реагує з ферум(II) сульфатом за наявності розведеної H_2SO_4 . Скільки калій перманганату потрібно взяти для приготування 100 мл 0,1 н розчину? Яку кількість ферум(II) сульфату можна окиснити таким об'ємом розчину калій перманганату?

Розв'язок: Запишемо рівняння реакції:



Масу калій перманганату, необхідну для приготування 100 мл 0,1 н розчину, обчислюємо за формулою:

$$m = C_{\text{екв}} \text{ (екв/л)} \cdot E \text{ (г/екв)} \cdot V \text{ (л)}.$$

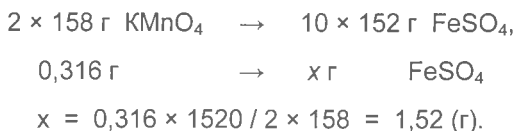
Маса 1 екв. калій перманганату дорівнює $M:n$, де n – кількість електронів, що приєднує манган у процесі відновлення.

$$M_{\text{екв}} = 158 / 5 = 31,6 \text{ (г/екв)}.$$

Визначаємо масу KMnO_4 :

$$m_{\text{KMnO}_4} = 31,6 \text{ г/екв} \times 0,1 \text{ екв/л} \times 0,1 \text{ л} = 0,316 \text{ г}.$$

Масу FeSO_4 обчислюємо за пропорцією згідно з рівнянням реакції:



Відповідь: 1,52 г.

Лабораторна робота №3

ВИЗНАЧЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ І ЛУГІВ КИСЛОТНО-ОСНОВНИМ ТИТРУВАННЯМ

Дослід 1. Визначення концентрації розчину лугу ($C_{л}$) титруванням

Заповнити бюретку розчином хлоридної (або нітратної) кислоти відомої концентрації ($C_{к} = 0,1$ н) і встановити рівень розчину у бюретці на нуль (за нижнім меніском). У три конічні колби, в кожну окремо, внести мірною піпеткою по 10 мл розчину лугу – натрій гідроксиду ($V_{л}$) невідомої концентрації ($C_{л} = ?$) і додати по 1-2 краплини розчину метилоранжу. Безперервно перемішуючи розчин у колбі, маленькими порціями доливати розчин кислоти з бюретки (тобто титрувати) до зміни кольору індикатора з жовтого на рожевий. Відтитрувати три проби одна за одною, порівнюючи зміну забарвлення розчину з індикатором у кожній колбі, щоб досягнути точності і відтворюваності результатів. Зафіксувати і записати у табличку об'єм кислоти, витрачений на титрування ($V_{к}$), та визначити середнє значення. Визначити концентрацію розчину лугу за формулою:

$$C_{л} \cdot V_{л} = C_{к} \cdot V_{к}.$$

Об'єм і концентрація досліджуваних розчинів	Об'єм розчинів, витрачених на титрування					
	$C_{к} = 0,1$ н					
	Проба 1		Проба 2		Проба 3	
$V_{л} = 10$ мл,	$V_{к} =$	$C_{л} =$	$V_{к} =$	$C_{л} =$	$V_{к} =$	$C_{л} =$
$V_{к} = 10$ мл,						

Дослід 2. Визначення концентрації розчину кислоти ($C_{к}$) титруванням

Заповнити бюретку розчином натрій гідроксиду відомої концентрації ($C_{л} = 0,1$ н) і встановити рівень розчину у бюретці на

нуль. У три конічні колби, в кожну окремо, внести мірною піпеткою по 10 мл розчину хлоридної кислоти (V_k) невідомої концентрації ($C_k = ?$) і додати по 1-2 краплини розчину фенолфталеїну. Кислоту титрувати лугом до появи малинового забарвлення індикатора у трьох колбах, порівнюючи інтенсивність забарвлення розчину. Зафіксувати і записати у табличку об'єм лугу, витрачений на титрування (V_l), та визначити середнє значення. Визначити концентрацію розчину кислоти за формулою:

$$C_k \cdot V_k = C_l \cdot V_l.$$

Об'єм і концентрація досліджуваних розчинів	Об'єм розчинів, витрачених на титрування					
	$C_l = 0,1 \text{ н}$					
	Проба 1		Проба 2		Проба 3	
$V_l = 10 \text{ мл,}$						
$V_k = 10 \text{ мл,}$	$V_l =$	$C_k =$	$V_l =$	$C_k =$	$V_l =$	$C_k =$

Дослід 3. Приготування розчину лугу NaOH із заданою масовою часткою 5 % (відсотковою концентрацією)

Для виконання дослідів використовується такий хімічний посуд:

- бюкс;
- хімічна склянка об'ємом 100 мл;
- мірні циліндри об'ємом 50 і 100 мл;
- скляна паличка;
- посудина для зберігання приготовленого розчину лугу.

Для приготування розчину NaOH з масовою часткою 5 % необхідно:

- зважити бюкс;
- у бюкс насипати гранули NaOH і зважити на терезах, а потім пересипати у склянку;
- визначити масу води необхідну для виготовлення розчину;
- відміряти циліндром розраховану кількість води та налити у склянку до наважки натрій гідроксиду;

- акуратно перемішати склянкою паличкою до повного розчинення ґранул;

- 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 для визначення концентрації лугу та його забарвлення у кислому, нейтральному та лужному середовищах і, відповідно, формулу для розрахунку концентрації лугу ($C_{\text{л}} = \dots$).
2. Вказати індикатор для визначення концентрації кислоти і його забарвлення у кислому, нейтральному та лужному середовищах, а також відповідну формулу для розрахунку концентрації кислоти ($C_{\text{к}} = \dots$).

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Осмос – явище переважної односторонньої дифузії молекул розчинника через напівпроникну мембрану (перегородку). Збільшення кількості молекул спричиняє виникнення тиску, який називають осмотичним тиском. *Осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює додатковому тиску, який необхідно створити для припинення осмосу.*

Закон осмотичного тиску (Я.Г. Вант-Гоффа) – *осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала у газуватому стані та займала об'єм, такий самий, як і об'єм розчину.*

Для розведених розчинів неелектролітів осмотичний тиск розчину прямо пропорційний молярній концентрації і температурі розчину:

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T \text{ (кПа),}$$

де C_M – молярна концентрація розчину; R – газова стала; T – абсолютна температура, К.

Перший закон Ф.М. Рауля: *відносне зниження тиску насиченої пари над розчином прямо пропорційне молярній частці розчиненої речовини.*

$$(p - p_0) / p_0 = n / (n + N), \quad n / (n + N) = N_2.$$

де p_0 – тиск пари чистого розчинника; p – тиск пари розчину; N – число моль розчинника; n – число моль розчиненої речовини.

Позначивши:

$$p_0 - p = \Delta p;$$

можна записати:

$$\Delta p = p_0 \cdot N_2.$$

Згідно з першим законом Рауля, при сталій температурі тиск насиченої пари розчинника над розчином пропорційний його молярній частці у розчині:

$$P_1 = p_0 \cdot N_1,$$

$$N_1 = N / (n + N).$$

Другий закон Ф.М. Рауля: підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип}}$) або зниження температури замерзання ($\Delta t_{\text{зам}}$) прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{еб.}} \cdot m = K_{\text{еб.}} \cdot g \cdot 1000 / M \cdot G;$$

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \cdot m = K_{\text{кр.}} \cdot g \cdot 1000 / M \cdot G;$$

де g – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; G – маса розчинника, г; $K_{\text{еб.}}$ та $K_{\text{кр.}}$ – коефіцієнти пропорційності, які називаються ебуліоскопічною та криоскопічною сталими, відповідно.

Значення ебуліоскопічних і криоскопічних сталих не залежать від концентрації та природи розчиненої речовини, а залежать лише від природи розчинника.

Приклад № 1.

Визначити осмотичний тиск 10 %-го розчину цукру у воді при температурі 27°C.

Розв'язок: Розраховуємо молярну концентрацію розчину цукру. Один літр розчину цукру має масу 1000 г і містить 100 г або $100 : 342 = 0,292$ моль цукру.

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T = 0,292 \times 8,31 \times (273 + 27) = 727,95 \text{ (кПа)},$$

Відповідь: $P_{\text{осм}} = 727,95$ кПа.

Приклад № 2.

Визначити молекулярну масу неелектроліту, якщо при 23°C його 5 %-ий розчин ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) характеризується осмотичним тиском 350 кПа?

Розв'язок: Молярна концентрація розчину неелектроліту дорівнює:

$$C_M = P_{\text{осм}} / R \cdot T = 350 / 8,31 \times 296 = 0,14 \text{ (моль)}.$$

Обчислимо, скільки грамів речовини міститься в 1 л 5%-го розчину:

5 г речовини у 100 г або мл розчину, це 50 г в 1 л (враховуючи, що $\rho = 1 \text{ г/см}^3$).

Отже, 50 г становить 0,14 моль,

а маса 1 моль = $50 : 0,14 = 357$ (г/моль).

Можна обчислити молекулярну масу і за формулою Менделєєва-Клапейрона:

$$P_{\text{осм}} \cdot V = (m / M) \cdot R \cdot T,$$

$$M = m \cdot R \cdot T / P_{\text{осм}} = 357 \text{ (г/моль)}.$$

Відповідь: $M = 357$ (г/моль).

Приклад № 3.

При певній температурі пари над розчином, що містить 0,4 моль аніліну в 3,04 кг карбондисульфуру CS_2 $\Delta p = 1,0037$ кПа. Визначити молекулярну масу карбондисульфуру, якщо тиск його пари при цій температурі становить 101,33 кПа.

Розв'язок: Відносне зниження тиску насиченої пари над розчином розраховується за рівнянням:

$$(p - p_0) / p_0 = n / (n + N).$$

У розчині міститься $n = 0,4$ моль аніліну, а карбондисульфуру

$$N = 3040 / M_{\text{CS}_2} \text{ (моль)}.$$

Підставивши значення всіх величин у рівняння, визначаємо молекулярну масу карбондисульфуру:

$$1,0037 / 101,33 = 0,4 / (3040 / M + 0,4);$$

$$M_{\text{CS}_2} = 3,040 / 0,4 = 76 \text{ (моль)}.$$

Відповідь: $M = 76$ г/моль.

Приклад № 4.

Визначити тиск пари над 10 %-им розчином сечовини при 100°C . Тиск пари води при цій температурі становить 101,33 кПа.

Розв'язок: У кожних 100 г 10 %-го розчину сечовини міститься 90 г, або 5 моль води ($M_{\text{води}} = 18$) та 10 г сечовини або 0,16 моль ($M_{\text{сеч}} = 60$). Тиск пари над розчином пропорційний молярній частці розчинника і розраховується за формулою:

$$p = p_0 \cdot N / (n + N);$$

$$p = 101,33 \times {}^{90}I_{18} : ({}^{90}I_{18} + {}^{10}I_{60}) = 101,33 \times 5 / (5 + 0,16) = 98,18 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: $p = 98,18$ кПа.

Приклад № 5.

Визначити температури кипіння та замерзання розчину, що містить 1 г нітробензолу в 10 г бензолу. Ебуліоскопічна та криоскопічна константи бензолу дорівнюють $2,57^\circ\text{C}$ і $5,1^\circ\text{C}$, відповідно. Температура кипіння чистого бензолу – $80,2^\circ\text{C}$, температура замерзання – $5,4^\circ\text{C}$.

Розв'язок: За другим законом Рауля:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{еб.}} \cdot g \cdot 1000 / M \cdot G;$$

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \cdot g \cdot 1000 / M \cdot G;$$

де $K_{\text{кр}}$ і $K_{\text{еб}}$ – криоскопічна та ебуліоскопічна константи, відповідно, (додаток Е); g – маса розчиненої речовини, г; G – маса розчинника, г; M – молекулярна маса розчиненої речовини.

Визначаємо:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = 5,1 \cdot 1 \cdot 1000 / 123,11 \cdot 10 = 4,14^\circ\text{C};$$

Температура замерзання розчину дорівнює:

$$t_{\text{зам.}} = 5,4 - 4,14 = 1,26^\circ\text{C};$$

Обчислюємо підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 2,57 \cdot 1 \cdot 1000 / 123,11 \cdot 10 = 2,09^\circ\text{C};$$

Температура кипіння розчину дорівнює:

$$t_{\text{кип.}} = 8,20 + 2,09 = 10,29^\circ\text{C}.$$

Відповідь: $t_{\text{кип.}} = 10,29^\circ\text{C}$; $t_{\text{зам.}} = 1,26^\circ\text{C}$.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ, ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Молекули електrolітів (розчинних солей, кислот, основ) у розчині дисоціюють на йони. Електrolітична дисоціація є

оберненим процесом, у якому через деякий час встановлюється динамічна рівновага між молекулами, що розпались на йони, та недисоційованими молекулами.

Здатність електроліту розпадатися на йони кількісно можна оцінити за допомогою ступеня дисоціації α .

Ступінь електролітичної дисоціації α – це відношення числа моль електроліту, що розпався на йони, до його загальної концентрації в розчині. Позначивши число моль продисоційованого електроліту як $C_{\text{дис.}}$ (моль/л), а загальну концентрацію електроліту як $C_{\text{заг.}}$ (моль/л), отримаємо вираз ступеня електролітичної дисоціації:

$$\alpha = C_{\text{дис.}} / C_{\text{заг.}}$$

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; H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 , HCl , HBr , $\text{H}[\text{BF}_4]$ та інші кислоти; а також розчинні основи – луги. Слабкі електроліти – H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN , HF , HOCl , H_3AsO_3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; комплексні йони тощо.

Для розчинів електролітів експериментальні значення величин $P_{\text{осм.}}$, Δp , $\Delta t_{\text{куп.}}$, $\Delta t_{\text{зам.}}$ більші від теоретично розрахованих за законами Вант-Гоффа та Рауля. Тому було введено ізотонічний коефіцієнт – i , який показує у скільки разів експериментально одержані значення величин $P_{\text{осм.}}$, Δp , $\Delta t_{\text{куп.}}$, $\Delta t_{\text{зам.}}$ більші за теоретично розраховані для розчинів електролітів таких самих концентрацій:

$$i = P_{\text{осм. пр.}} / P_{\text{осм. теор.}} = \Delta t_{\text{куп. пр.}} / \Delta t_{\text{куп. теор.}} = \Delta t_{\text{зам. пр.}} / \Delta t_{\text{зам. теор.}} = \Delta p_{\text{пр.}} / \Delta p_{\text{теор.}}$$

Для розчинів електролітів:

$$P_{\text{осм.}} = i \cdot C \cdot R \cdot T; \quad \Delta t_{\text{куп.}} = i \cdot K_{\text{еб.}} \cdot m.$$

Отже,

$$i = P_{\text{осм.}} / n \cdot R \cdot T;$$

$$i = (p_0 - p) \cdot (N + n) / p_0 \cdot n;$$

$$i = \Delta t_{\text{куп.}} \cdot G \cdot M / K_{\text{еб.}} \cdot 1000 \cdot g.$$

Ступінь електролітичної дисоціації експериментально теж визначають за величиною ізотонічного коефіцієнту (i):

$$\alpha = (i - 1) / (n - 1),$$

де n – число йонів, на які дисоціює молекула електроліту;
 i – ізотонічний коефіцієнт.

Оскільки, електролітична дисоціація слабких електролітів є оберненим процесом, вона підпорядковується закону діючих мас. Схему дисоціації слабого електроліту КА можна записати як:



а константу рівноваги процесу:

$$K_p = [K^+] \cdot [A^-] / [KA].$$

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 ступінчастих констант дисоціації (додаток Д). Константа і ступінь електролітичної дисоціації пов'язані **законом розведення В.Ф. Оствальда**:

$$K_{\text{дис.}} = (C \cdot \alpha^2) / (1 - \alpha),$$

при $\alpha \ll 1$ закон розведення має вираз:

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2.$$

Для концентрованих розчинів сильних електролітів $\alpha < 1$, 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 α , пропорційна концентрації, що має її розмірність, і яку треба підставити у термодинамічному рівнянні замість концентрації, щоб теоретично обчислені значення відповідали експериментальним.

$$\alpha^2 = \gamma \cdot C,$$

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 (коли відсутня взаємодія між йонами).

Приклад № 1.

Визначити ступінь дисоціації 0,1 М розчину кислоти H_2S і концентрацію іонів 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: Константа і ступінь дисоціації пов'язані відношенням:

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2,$$

Звідки

$$\alpha = \sqrt{K/C} = \sqrt{(1,1 \times 10^{-7}) / (1 \times 10^{-1})} = \sqrt{1,1 \times 10^{-6}} = 1,05 \times 10^{-3}.$$

Отже, ступінь дисоціації дорівнює 0,105 %. Концентрація $[\text{H}^+]$
 $[\text{H}^+] = C \cdot \alpha = 1,05 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-1} = 1,05 \times 10^{-4}$ (моль/л).

Відповідь: $\alpha = 1,05\%$, $[\text{H}^+] = 1,05 \times 10^{-4}$ моль/л.

Приклад № 2.

Розчин, що містить 33,2 г барій нітрату в 300 мл води, кипить при температурі 100,46°C. Визначити уявний ступінь дисоціації α солі у воді. $K_{\text{еб}} \text{H}_2\text{O} = 0,52^\circ\text{C}$.

Розв'язок: Обчислимо $\Delta t_{\text{кип.}}$, зважаючи, що сіль не є електролітом.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{еб}} \cdot g \cdot 1000 / M \cdot G = 0,52 \times 1000 \times 33,2 / 300 \times 261 = 0,22^\circ\text{C};$$

Обчислимо ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \Delta t_{\text{кип. пр.}} / \Delta t_{\text{кип. теор.}} = 0,46 / 0,22 = 2,09.$$

Барій нітрат – трионний електроліт, бо у розчині дисоціює на три йони:



Ізотонічний коефіцієнт для трионного електроліту дорівнює:

$$i = 1 + 2\alpha,$$

де α – уявний ступінь дисоціації:

$$\alpha = (i - 1) / 2 = (2,09 - 1) / 2 = 0,5045.$$

Відповідь: $\alpha = 0,5045$.

Приклад № 3.

Який осмотичний тиск має плазма крові людини, якщо 0,8%-ий розчин натрій хлориду ізотонічний з плазмою. Ступінь дисоціації розчину натрій хлориду $\alpha = 0,9$ і $\rho = 1$ г/мл.

Розв'язок: Розчин натрій хлориду – двохіонний електроліт. Осмотичний тиск цього розчину:

$$P_{\text{осм.}} = i \cdot C \cdot R \cdot T.$$

Ізотонічний коефіцієнт i для двохіонного електроліту: $i = \alpha + 1 = 1,9$.

Температура тіла людини $36,6^\circ\text{C}$. $R = 8,31$ Дж/К·моль.

Прийmemo масу розчину за 100 г, тоді маса NaCl становить 0,8 г.

Враховуючи густину розчину $\rho = 1$ г/мл, визначаємо його об'єм, який становитиме 100 мл.

Знаючи $M_{\text{NaCl}} = 58,5$ г, визначаємо $\nu = 0,8 / 58,5 = 0,0137$ (моль).

Визначимо молярну концентрацію (C_m) 0,8% розчину NaCl.

$$C_m = 0,0137 \times 1000 / 100 = 0,137 \text{ (моль/л)},$$

$$P_{\text{осм.}} = 1,9 \times 0,137 \times 8,31 \times (273 + 36,6) = 669,7 \text{ (кПа)}.$$

Відповідь: $P_{\text{осм.}} = 669,7$ кПа.

ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

Для малорозчинної сполуки КА нерозчинна її частина перебуває в динамічній рівновазі з розчином. Цей процес обернений, і тому при сталій температурі можна записати його константу рівноваги $K_p = [K^+] \cdot [A^-]$. Добуток рівноважних

концентрацій йонів малорозчинного електроліту при сталій температурі є величина стала і називається **добутком розчинності (ДР)**. Отже, вираз добутку розчинності малорозчинної сполуки A_xB_y має загальний вигляд:

$$ДР = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y = [xS]^x \cdot [yS]^y = \text{const},$$

де S – розчинність сполуки A_xB_y , моль/л.

Введення однойменних йонів у розчин малорозчинного електроліту знижує його розчинність. Відомі значення розчинності малорозчинних сполук зведено в таблицю (додаток Ж).

Приклад № 1.

Розчинність кальцій карбонату в 1 л води становить 0,0062 г. Обчислити добуток розчинності.

Розв'язок: Кальцій карбонат дисоціює:



Молекулярна маса $CaCO_3$ дорівнює 100 г/моль.

Розчинність становить: $S = 0,0062 : 100 = 6,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Один моль кальцій карбонату дисоціює з утворенням катіону кальцію та аніону CO_3^{2-} :

$$[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = [6,2 \times 10^{-5}],$$

$$ДР = [Ca^{2+}] [CO_3^{2-}] = [6,2 \times 10^{-5}]^2 = 3,8 \times 10^{-9}.$$

Відповідь: $ДР = 3,8 \times 10^{-9}$.

Приклад № 2.

Скільки літрів води потрібно для розчинення 1 мг купрум(II) сульфіді? $ДР_{CuS} = 4 \cdot 10^{-38}$ моль/л. $M_{CuS} = 95,5$ г.

Розв'язок: Позначимо розчинність S купрум(II) сульфіді за x .



якщо $ДР = x \cdot x = x^2$, то $x = \sqrt{4 \times 10^{-38}} = 2 \times 10^{-19}$ (моль/л),

$$\text{або } S = 2 \times 10^{-19} \times 95,5 = 1,82 \times 10^{-17} \text{ (г/л)}.$$

Обчислюємо кількість води потрібної для розчинення $m = 1$ мг купрум(II) сульфіді за формулою:

$$V = m / S,$$

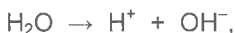
де S – розчинність, г/л.

$$V = 1 \times 10^{-3} / 1,82 \times 10^{-17} = 5,49 \times 10^{13} \text{ (л)}.$$

Відповідь: $V = 5,49 \times 10^{13}$ (л).

ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Чиста вода є слабким електролітом, і у незначній кількості може дисоціювати за такою схемою:



Керуючись законом дії мас, константу дисоціації стадії 1) можна записати:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \times 10^{-16},$$

де K_d – константа дисоціації води; $[\text{H}_2\text{O}]$ – концентрація недисоційованих молекул води, 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. Отже, 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, поділивши масу 1 л води ($\rho = 1$ г/мл, $m = 1000$ г) на її молярну масу.

$$\text{C}_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 / 18 = 55,56 \text{ моль/л},$$

і тоді

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \times 10^{-16} \times 55,56 \approx 10^{-14}.$$

Добуток концентрацій $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$ називають йонним добутком води.

При 22°C $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$, а при 100°C $K_{\text{H}_2\text{O}} = 0,58 \cdot 10^{-12}$, бо з підвищенням температури ступінь дисоціації води збільшується.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ (моль/л)}.$$

Це дає змогу обчислювати $[H^+]$ або $[OH^-]$, якщо одна з цих величин відома:

$$[H^+] = 10^{-14} / [OH^-] \quad \text{або} \quad [OH^-] = 10^{-14} / [H^+].$$

Проте записувати концентрації йонів $[H^+]$ або $[OH^-]$ через від'ємні степені незручно і тому ввели поняття рН розчину – водневого показника, який дорівнює:

$$pH = -\lg [H^+].$$

Оскільки концентрація йонів Гідрогену може змінюватися в межах йонного добутку: $pH + pOH = 14$, то рН змінюється в інтервалі від нуля до чотирнадцяти.

У нейтральному розчині:

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ (моль/л)}, \quad pH = -\lg 10^{-7} = 7.$$

У кислому розчині:

$$[H^+] < 10^{-7} \text{ (моль/л)}, \quad pH < 7.$$

У лужному розчині:

$$[H^+] > 10^{-7} \text{ (моль/л)}, \quad pH > 7.$$

Розчини, значення рН яких перебуває в інтервалі 0...3, належать до сильнокислих; значення рН – 4...6 характеризують слабкокислі розчини; рН – 8...10 мають слабколужні розчини, а інтервалом рН – 11...14 характеризуються сильнолужні розчини.

Приклад № 1.

Визначити водневий показник (рН) розчину калій гідроксиду з молярною концентрацією $C_{H_2O} = 4,2 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Розв'язок: КОН – сильний електроліт, молекули якого повністю дисоційовані у розведеному розчині, тому $[OH^-] = 4,2 \times 10^{-3} \text{ моль/л}$.

Використовуючи формулу йонного добутку води, визначаємо:

$$[H^+] = 10^{-14} / 4,2 \times 10^{-3} = 0,24 \times 10^{-11},$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 0,24 \times 10^{-11} = 10,62.$$

Відповідь: рН = 10,62.

Приклад № 2.

Обчислити рН 0,025 М розчину барій гідроксиду, ступінь дисоціації молекул, якого становить 75 %.

Розв'язок: Барій гідроксид дисоціює:



Обчислюємо концентрацію гідроксид йонів:

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \times 2 \times \alpha = 2,5 \times 10^{-2} \times 2 \times 0,75 = 3,75 \times 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Обчислюємо концентрацію $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 3,75 \times 10^{-2} = 2,66 \times 10^{-13} \text{ моль/л,}$$

$$\text{тоді } \text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 2,66 \times 10^{-13} = 12,57.$$

Відповідь: рН = 12,57.

Приклад № 3.

Визначити рН розчину сульфатної кислоти, якщо до 10 мл розчину концентрованої H_2SO_4 ($\omega = 98\%$ і $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) додали 2,5 л води.

Розв'язок: Розведена H_2SO_4 – сильний електроліт, молекули якого повністю дисоційовані. Визначимо масу кислоти і кількість (v) моль:

$$m = 10 \times 1,84 \times 0,98 = 18,032 \text{ (г); } v = 18,032 / 98 = 0,184 \text{ (моль).}$$

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$. Визначимо молярну концентрацію C_M кислоти у розчині, припустивши, що об'єм розчину не змінюється:

$$C_M = 0,184 / 2,5 = 0,0736 \text{ (моль/л).}$$

Запишемо рівняння дисоціації:



Отже, одна молекула кислоти при повній дисоціації утворює 2 йони H^+ , то ж концентрація:

$$[\text{H}^+] = 2 \times 0,0736 = 0,1472 \text{ йон/л,}$$

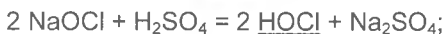
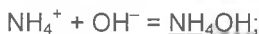
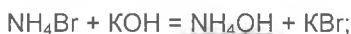
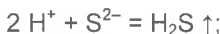
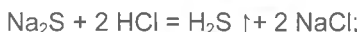
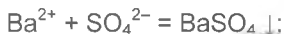
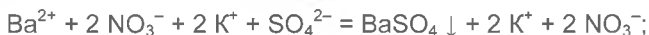
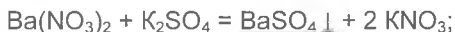
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg [1,472 \times 10^{-1}] = 1 - \lg 1,472 = 0,87.$$

Відповідь: рН = 0,87.

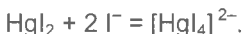
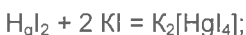
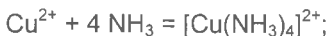
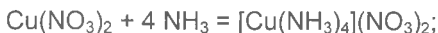
ОБМІННІ РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА ЙОННІ РІВНЯННЯ

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, реакції у розчинах електролітів відбуваються між йонами. Тому взаємодія між електролітами описується як молекулярними рівняннями реакцій, так і йонними, які й відображають хімічну суть процесу.

Реакції між йонами до кінця відбуваються лише тоді, коли внаслідок взаємодії утворюється малорозчинна або летка сполука, чи слабкий електроліт. Наприклад:



У випадку утворення в розчині стійких комплексних йонів (катіонів, аніонів або нейтральних комплексів) відбувається зміщення йонної рівноваги у бік утворення комплексу, внаслідок чого, реакція між електролітами відбувається практично до кінця. Чим стійкіший комплекс, тим повнішою буде взаємодія між йонами електролітів, що утворюють цей комплекс. Наприклад:



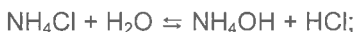
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Хімічний процес безпосередньої взаємодії солей з молекулами води у розчинах, що приводить до утворення слабого або погано розчинного електроліту називається **гідролізом солей**.

Гідролізу зазнають солі (або солеподібні сполуки), утворені слабкою основою та слабкою кислотою, слабкою основою та сильною кислотою, сильною основою та слабкою кислотою.

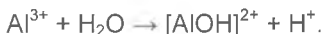
1. Сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою. Прикладами таких солей є: NH_4Cl , CrBr_3 , FeSO_4 , $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$ тощо.

Солі, що складаються з катіонів слабких основ та аніонів сильних кислот, гідролізують по катіону з утворенням слабкої основи або основної солі.



У результаті реакції утворюється погано дисоційована слабка основа $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та вільна сильна кислота, що приводить до появи у розчині певного надлишку катіонів H^+ , і тому в розчинах таких солей утворюється кисле середовище, $\text{pH} < 7$.

Подібно, проте ступінчасто, гідролізують солі, утворені слабкими багатокислотними основами. Гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем:

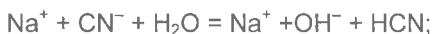


Щоб запобігти гідролізу до розчину солі треба додати відповідну сильну кислоту, тоді рівновага реакції зміститься вліво.

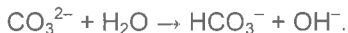
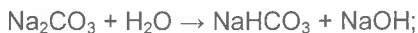
2. Сіль, утворена слабкою кислотою та сильною основою. Прикладами таких солей є: K_2CO_3 , K_2SiO_3 , NaCN , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, BaS тощо.

Гідроліз таких солей відбувається по аніону за рахунок взаємодії йонів H^+ з аніоном слабкої кислоти, що є у складі солі, з утворенням слабого електроліту – слабкої кислоти та лугу.





У результаті гідролізу солей, що складаються з аніонів слабких кислот і катіонів сильних основ, утворюється слабка малодисоційована кислота або кисла сіль, що приводить до появи в розчині певного надлишку йонів OH^- , і тому в розчинах таких солей утворюється лужне середовище, $\text{pH} > 7$.



Для припинення гідролізу (зміщення рівноваги реакції вліво) до таких розчинів потрібно додати розчин відповідної сильної основи.

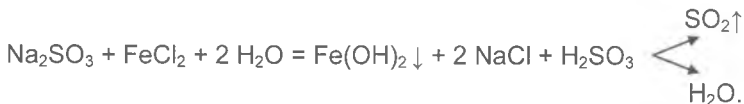
3. Сіль, утворена слабкою кислотою і слабкою основою. Прикладами таких солей є: CuSO_3 , $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3$, $\text{Bi}_2(\text{SiO}_3)_3$, NH_4CN тощо.

Внаслідок гідролізу таких солей утворюються дві малодисоційовані або малорозчинні речовини.



Багато солей цього типу гідролізують до кінця, зокрема, розкладаються в момент утворення.

Прикладами повного гідролізу є:



Розчин солі внаслідок її гідролізу має значення pH близько 7, залежно від того, константа дисоціації якого слабого електроліту (кислоти чи основи) буде більшою.

4. 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. Гідроліз буде відбуватися не до кінця, а до передостанньої стадії. Оскільки реакція на останній стадії відбувається у протилежному напрямку, це приводить до появи в розчині певного надлишку іонів OH^- , і тому в розчинах таких солей утворюється лужне середовище, $\text{pH} > 7$.

Гідроліз солі є оберненим процесом і характеризується константою гідролізу $K_{\text{гид}}$. Чим менше значення має константа гідролізу, тим менше гідролізує сіль, і навпаки.

Окрім константи гідролізу кількісно процес гідролізу солі оцінюють і за *ступенем гідролізу* h – відношенням концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації.

Завдання для перевірки знань:

Написати рівняння реакцій в молекулярному та йонному (повному і скороченому) вигляді:

1. Дисоціації електролітів:

H_2CO_3 , H_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, RbOH , MnSO_4 , FeCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$,
 $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$,
 K_3PO_4 .

2. Визначити pH розчинів:

$$0,1 \text{ н. HCN, } K_{\text{дис}} = 4,9 \cdot 10^{-9};$$

$$0,1 \text{ М H}_2\text{S, } K_{\text{дис}} = 1,1 \cdot 10^{-7};$$

$$0,1 \text{ М H}_3\text{BO}_3, K_{\text{дис}} = 5,83 \cdot 10^{-10};$$

$$0,1 \text{ М H}_2\text{CO}_3, K_{\text{дис}} = 4,45 \cdot 10^{-7};$$

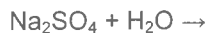
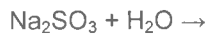
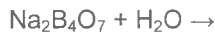
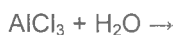
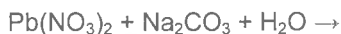
$$0,1 \text{ н. NH}_4\text{OH } K_{\text{дис}} = 1,77 \cdot 10^{-7}.$$

Чому дорівнює pH 0,005 н. розчину сульфатної кислоти?

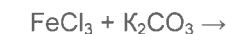
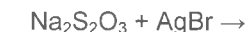
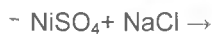
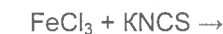
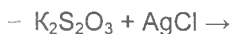
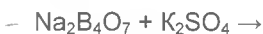
Чому дорівнює pH 0,001 н. розчину натрій гідроксиду?

Чому дорівнює pH 0,01 н. розчину оцтової кислоти? $\alpha = 0,025$.

3. Процесу гідролізу солей:



4. Які з реакцій відбуваються до кінця?



Розрахункові задачі

1. Який об'єм 2,5 М розчину натрій гідроксиду потрібно використати для приготування 0,3 М розчину лугу об'ємом 100 мл.
2. Яка масова частка купрум(II) сульфату в розчині, що утворився при розчиненні 2 г мідного купоросу в 30 г води?
3. Визначити молярну концентрацію кислоти у розчині, одержаному при зливанні 300 мл 0,2 М та 600 см³ 0,7 М розчинів хлороводню.

4. Визначити масу розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 20 %, яку потрібно додати до 0,6 л води, щоб приготувати розчин лугу з масовою часткою 0,15.
5. Визначити концентрацію розчину ферум сульфату, утвореного при розчиненні 139 г кристалогідрату залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ в 361 г води.
6. До 200 мл концентрованої хлоридної кислоти ($\omega = 36\%$ і $\rho = 1,18 \text{ г/мл}$) долили 1 л води. Обчислити масову частку HCl в цьому розчині.
7. Скільки грамів натрій хлориду потрібно розчинити в 500 г розчину з масовою часткою цієї солі 5%, щоб утворився розчин з масовою часткою 10%?
8. У 4 л етанолу ($\rho = 0,8 \text{ г/мл}$) розчинили за н.у. 5,6 г H_2S . Визначити масову частку H_2S в одержаному розчині.
9. Визначити молярну концентрацію 14,6 %-го розчину фосфатної кислоти ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$).
10. При розчиненні у воді 1 г калій хлориду було поглинуто 0,23 кДж теплоти. Визначити ентальпію розчинення солі.
11. Технічний калій гідроксид масою 5 г розчинили у воді й отримали 350 г розчину. За даними хімічного аналізу молярна концентрація розчину становить 0,15 моль/л. Яка масова частка KOH у зразку?
12. Визначити константу дисоціації кислоти, якщо при молярній концентрації кислоти 0,03 моль/л ступінь дисоціації $\alpha = 2,45\%$.
13. Визначити осмотичний тиск при 27°C розчину, в 1 л якого міститься 87,1 г калій сульфату. Ступінь дисоціації солі $\alpha = 0,53$.
14. До 400 мл води долили 100 мл розчину сульфатної кислоти ($\omega = 96\%$ і $\rho = 1,84 \text{ г/мл}$), в результаті чого добули розчин з $\rho = 1,22 \text{ г/мл}$. Визначити масову частку H_2SO_4 та концентрацію еквівалентів кислоти в отриманому розчині.
15. Змішали 300 г розчину амоній нітрату з масовою часткою солі 15% та 400 г розчину цієї ж солі з масовою часткою 40%. Визначити масову частку NH_4NO_3 в утвореному розчині.

16. Змішали 500 мл 0,2 М розчину КОН та 3,5 л розчину з масовою часткою КОН 5%, $\rho = 1$ г/мл. Яка молярна концентрація утвореного розчину? Зміною об'ємів знехтувати.
17. Який об'єм розчину розчину концентрованої H_2SO_4 ($\omega = 80\%$ і $\rho = 1,3$ г/мл) потрібно взяти для приготування 4 М її розчину об'ємом 3,2 л?
18. Яка молярна концентрація розчину, приготованого розчиненням 45 г $\text{MgSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$ у воді та доведеного до загального об'єму 500 мл?
19. Розчин, що містить 1,23 г цинк нітрату в 100 г води, кипить при 100,09°C. Визначити ступінь дисоціації солі у розчині.
20. Визначити ступінь електролітичної дисоціації фтороводневої кислоти у 0,1 М розчині, якщо $K_{\text{дис.к-ти}} = 7,4 \cdot 10^{-4}$.
21. Скільки грамів глюкози необхідно розчинити у 200 г води, щоб отриманий розчин: а) закипів при 101°C; б) почав замерзати при -1°C. ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^\circ\text{C}$. $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,516^\circ\text{C}$).
22. Скільки грамів глюкози необхідно розчинити у 260 г води для отримання розчину, температура кипіння якого перевищує температуру кипіння чистого розчинника на 0,05°C.
23. Обчислити ступінь дисоціації хлориду кальцію в розчині, що містить 0,0995 моль CaCl_2 у 500 мл води. Температура замерзання такого розчину -0,74°C, $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86^\circ\text{C}$.
24. Визначити тиск пари над розчином 12 г сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ у 180 г води при 100°C.
25. Визначити тиск пари розчину, який містить 65 г глюкози в 700 г води при 25°C. При $t = 25^\circ\text{C}$ тиск водяної пари 3160 Па.
26. Обчислити молярну концентрацію водного розчину з масовою часткою сечовини 12 %. $M(\text{CH}_4\text{ON}_2) = 60$ г/моль.
27. Визначити осмотичний тиск розчину, в 200 мл якого міститься 11,4 г цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Температура розчину $t = 7^\circ\text{C}$.
28. Обчислити концентрацію йонів OH^- в 0,01 М розчині амоній гідроксиду, якщо $K_{\text{д}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
29. Визначити рН розчину, що містить 0,0005 моль/л $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

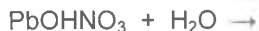
30. Концентрація йонів $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$ моль/л. Визначити рН розчину та вказати середовище.
31. Визначити концентрацію еквівалентів розчину натрій карбонату з масовою часткою Na_2CO_3 7,85% ($\rho = 1,08$ г/мл).
32. Визначити молярну масу речовини, якщо відомо, що розчин, який містить 6 г даної речовини в 200 г води, починає кристалізуватися за $-0,93^\circ\text{C}$. $K = 1,86$ К/моль.
33. Розчин, що містить 1,23 г цинк нітрату в 100 г води, кипить при $100,09^\circ\text{C}$. Визначити ступінь дисоціації солі в розчині.
34. У 0,5 л розчину міститься 2 г неелектроліту. Розчин при 0°C має осмотичний тиск 51 кПа. Чому дорівнює молекулярна маса неелектроліту?
35. Визначити осмотичний тиск 5 %-го розчину ацетону $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ при 7°C . Густина розчину дорівнює $0,9$ г/см³.
36. При якій молярній концентрації розчину оцтової кислоти (CH_3COOH) її ступінь дисоціації становитиме 0,01? $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$?
37. Тиск пари над водним розчином глюкози при 55°C становить 14,83 кПа. Визначити масову частку розчину, якщо тиск пари над чистою водою при цій температурі складає 15,74 кПа.
38. Зниження температури замерзання розчину 0,052 г камфори в 26 г бензолу дорівнює $0,067^\circ\text{C}$. Визначити молекулярну масу камфори. Кріоскопічна стала бензолу $= 5,1^\circ\text{C}$.
39. Визначити температуру кипіння 10 %-го водного розчину цукру. Ебуліоскопічна константа води $= 0,516^\circ\text{C}$.
40. Концентрація йонів NO_3^- в розчині $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ дорівнює 2,232 г/л. Уявний ступінь дисоціації солі становить 72 %. Визначити молярну концентрацію розчину плюмбум нітрату.
41. Насичений розчин $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ містить 0,5 моль $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Визначити концентрацію йонів аргентуму Ag^+ в цьому розчині, якщо $\text{DР} = 2 \times 10^{-7}$, а для натрій дихромату $\alpha = 75\%$.
42. Визначити концентрації йонів H^+ та OH^- в розчинах з водневим показником рН: 3,2; 5,8; 9,1; 11,4; 6,5; 7,8; 13,2.

ДОСЛІДЖЕННЯ ПРОЦЕСУ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

Визначення гідролізу солей за реакцією їх розчинів

Дослід 1

1. У чотири пробірки, в кожную окремо, налити по 1 мл розчинів таких солей: калій хлориду, алюміній сульфату, плюмбум(II) нітрату і станум(II) хлориду. До кожного розчину додати по краплині розчину метилоранжу до зміни його забарвлення. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій постадійного гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



2. У три пробірки, в кожную окремо, налити по 1 мл розчинів таких солей: натрій карбонату, натрій силікату і натрій фосфату та до кожного додати по краплині розчину фенолфталеїну до зміни його забарвлення. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій постадійного гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:

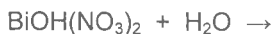


Вплив розведення розчину на процес гідролізу

Дослід 2

У пробірку налити 1 мл концентрованого розчину вісмут(III) нітрату і, перемішуючи, додати воду до утворення осаду. Розчин зберегти для наступного досліді. Записати спостереження та

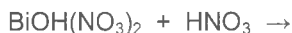
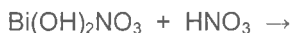
рівняння відповідних реакцій поетапного гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



Зміщення рівноваги гідролізу при зміні реакції розчину

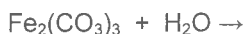
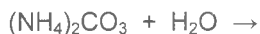
Дослід 3

До 1 мл розчину з осадом, отриманого у досліді 2, при постійному перемішуванні краплинами додати розведеного розчину нітратної кислоти до зменшення кількості осаду. Для повного зміщення рівноваги, тобто утворення солі, суміш можна нагріти. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



Дослід 4. Повний гідроліз солей

У дві пробірки, в кожному окремо, налити по 1 мл розчинів солей амоній хлориду та ферум(III) хлориду і додати по 1 мл розчину натрій карбонату. Пробірку з розчином амоній хлориду нагріти і над отвором потримати смужку фільтрувального паперу, змочену розчином фенолфталеїну. Записати спостереження та рівняння відповідних реакцій гідролізу у молекулярному та йонному вигляді:



ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

План до теми:

1. Ступінь окиснення. Розрахунок ступеня окиснення. Реакції без зміни ступеня окиснення та зі зміною ступеня окиснення.
2. Процеси окиснення та відновлення. Окисно-відновні властивості речовин.
3. Класифікація окисників і відновників.
4. Класифікація окисно-відновних реакцій (міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні, диспропорціювання).
5. Методи складання окисно-відновних реакцій (метод електронного балансу, метод електронно-йонного балансу).
6. Типові окисно-відновні реакції.
7. Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій.
8. Вплив температури і каталізатора на перебіг окисно-відновних процесів.
9. Вплив концентрації речовин на прикладі нітратної кислоти.
10. Окисні властивості нітратної кислоти при взаємодії з металами та неметалами.
11. Окисні властивості сульфатної кислоти при взаємодії з металами та неметалами.
12. Окисно-відновна подвійність речовин.
13. Окисно-відновні властивості пероксиду водню.
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.
2. Реакції зі зміною валентностей (ступенів окиснення) елементів у сполуках – **окисно-відновні реакції**.

Окисно-відновними реакціями 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 вступають у взаємодію. 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 віддавання речовиною валентних електронів, який супроводжується підвищенням ступеня окиснення. Речовини, атоми чи йони яких здатні віддавати електрони у процесі хімічної реакції, називаються **відновниками**. Вони під час реакції окиснюються.

Процес приєднання речовиною електронів, що приводить до зниження ступеня окиснення, називається – **відновленням**. Речовини, атоми чи йони яких у таких 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) або *контрдиспропорціювання*.

<i>Міжмолекулярні</i>	<i>Внутрішньомолекулярні</i>	<i>Диспропорціювання або контрдиспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)</i>
$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{SO}_3$;	$2 \text{KClO}_3 = 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2 \uparrow$.	$4 \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S} + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4$.
$2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_3$.	$2 \text{KNO}_3 = 2 \text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$.	$\text{H}_2\text{S} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = 4 \text{SO}_2 \uparrow + 4 \text{H}_2\text{O}$.
Реакції, у яких окисник та відновник містяться в різних речовинах-реагентах (простих чи складних).	Реакції, під час яких відбувається зміна ступенів окиснення атомів елементів, які містяться в молекулі однієї сполуки.	Реакції, під час яких частина атомів елемента підвищує ступінь окиснення, а частина – знижує.

Найбільш відомі окисники та відновники

Сполуки, які містять атоми елементів з максимальним додатним значенням ступеня окиснення, можуть бути лише **окисниками** за рахунок цих атомів, тому що вони уже віддали всі свої валентні електрони і здатні тільки приймати електрони. Максимальне додатне значення ступеня окиснення атомів елементів, переважно неметалів, дорівнює номеру групи у періодичній таблиці, до якої належать ці елементи.

Окисники	
Прості речовини, утворені типовими неметалічними елементами	$O_2 \rightarrow O^{-2}$; $S_2 \rightarrow S^{-2}$.
Галогени	$Cl_2 \rightarrow HCl$; $Br_2 \rightarrow HBr$; $I_2 \rightarrow HI$.
Кисневмісні кислоти та їхні солі:	
Сульфатна кислота (H_2SO_4)	$H_2SO_{4 \text{ конц}} \rightarrow H_2S, S, SO_2$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $H_2SO_{4 \text{ конц}} \rightarrow SO_2$ (з неметалами: S, P, C).
Сульфитна кислота (H_2SO_3)	H_2SO_3 $\rightarrow S^0$ (кисле середовище).
Нітратна кислота (HNO_3)	$HNO_{3 \text{ конц}} \rightarrow NO_2, NO, N_2O, N_2$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $HNO_{3 \text{ конц}} \rightarrow NO_2$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; і неметалами: S, P, C); $HNO_{3 \text{ розв.}} \rightarrow NO$ (з малоактивними металами: Cu, Hg, Ag; і неметалами: S, P, C); $HNO_{3 \text{ розв.}} \rightarrow NH_3$ (з активними металами: Zn, Mg, Mn); $KNO_3 \rightarrow KNO_2$ (лужне середовище).
Нітритна кислота (HNO_2)	$KNO_2 \rightarrow NO$ (кисле середовище).
Оксигеновмісні кислоти галогенів	$HClO_3 \rightarrow HCl$; $KClO \rightarrow KCl$; $KIO_3 \rightarrow KI$; $KBrO_3 \rightarrow KBr$.
Хроматна та дихроматна кислоти і їхні солі (H_2CrO_4 , $H_2Cr_2O_7$, $K_2Cr_2O_7$, Na_2CrO_4)	$Cr^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$ (кисле середовище).
Перманганатна кислота і її солі $HMnO_4$ ($KMnO_4$)	$KMnO_4, MnO_2 \rightarrow MnSO_4$ (кисле середовище); $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4$ (лужне середовище); $KMnO_4 \rightarrow MnO_2$ (нейтральне середовище).
Манганатна кислота (H_2MnO_4 , K_2MnO_4)	$K_2MnO_4 \rightarrow MnO_2$ (слабколужне та нейтральне середовище).

Йони металів з вищими ступеннями окиснення	$\text{Cu}^{+3} \rightarrow \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^{+1};$ $\text{Fe}^{+6} \rightarrow \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2};$ $\text{Co}^{+3} \rightarrow \text{Co}^{+2};$ $\text{Pb}^{+4} \rightarrow \text{Pb}^{+2};$ $\text{Sn}^{+4} \rightarrow \text{Sn}^{+2};$ $\text{Hg}^{+2} \rightarrow \text{Hg}^{+1} \rightarrow \text{Hg}^0;$ $\text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Ag}^0.$
Сполуки з позитивно зарядженим йоном H^{+} (вода, кислоти, луги)	$\text{H}^{+} \rightarrow \text{H}_2.$
Гідроген пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}.$
Анод при електролізі	

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 періодичній системі).

Відновники	
Прості речовини: метали, водень, карбон (вугілля)	$\text{Ca}^0 \rightarrow \text{Ca}^{+2}; \text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^{+1}; \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2};$ $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}^{+}; \text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^{+4};$ $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6};$ $\text{I}_2 \rightarrow \text{I}^{+3} \rightarrow \text{I}^{+5};$ $\text{P}^0 \rightarrow \text{P}^{+3} \rightarrow \text{P}^{+5}.$
Карбон(II) оксид (CO)	$\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2.$
Сірководень (H_2S)	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}^0 \rightarrow \text{SO}_2.$
Сульфур(IV) оксид (SO_2)	$\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}.$
Сульфітна кислота (H_2SO_3) та її солі	$\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4;$ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}.$
Амоніак NH_3 , фосфін PH_3 Гідразин N_2H_4 Гідроксиламін NH_2OH Нітроген(II) оксид (NO)	$\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2; \text{PH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4;$ $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{N}_2;$ $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-.$
Нітритна кислота (HNO_2) та її солі	$\text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3;$
Галогенідні кислоти і їхні солі	$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2; \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2;$ $\text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2; \text{KI} \rightarrow \text{I}_2.$

Йони металів з нижчими ступенями окиснення	$\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6};$ $\text{Pb}^{+2} \rightarrow \text{Pb}^{+4};$ $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+6};$ $\text{Sn}^{+2} \rightarrow \text{Sn}^{+4};$ $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+7}.$
Гідроген пероксид, пероксиди металів	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2.$
Органічні речовини: формальдегід, глюкоза, щавлева кислота, фенол	
Катод при електролізі	

Вплив умов перебігу на характер окисно-відновних реакцій

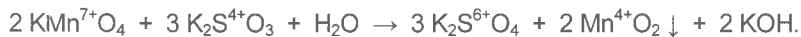
Перебіг окисно-відновних реакцій і утворення продуктів реакції залежать від певних технологічних умов процесів окиснення – відновлення: середовища, концентрації реагентів (кислот і лугів), температури і наявності каталізатора.

Характер перебігу окисно-відновних процесів значно залежить від реакції середовища, у якому вони відбуваються, про що свідчить утворення різних продуктів внаслідок відновлення окисника калій перманганату.

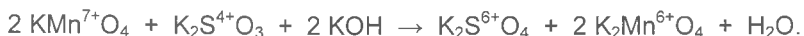
У кислому середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається за таким механізмом:



У нейтральному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається в такий спосіб:

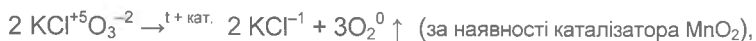


У лужному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається таким чином:

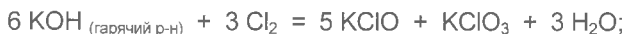
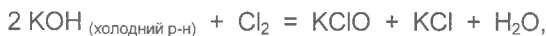


Утворення певних продуктів окисно-відновних процесів залежить ще й від температури, при якій відбувається хімічне перетворення, або ж від каталізатора, за наявності якого здійснюється реакція, наприклад:

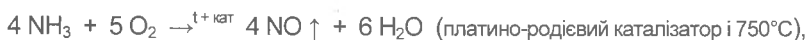
1) термічне розкладання KClO_3



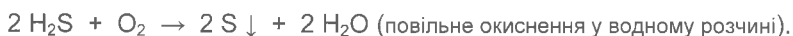
2) взаємодія хлору з лугом



3) окиснення NH_3



4) окиснення H_2S



Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

При складанні ОВР застосовують два методи:

- метод напівреакцій (йонно-електронного балансу);
- метод підрахунку зміни ступенів окиснення (електронного балансу).

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.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій варто дотримуватися такого порядку дій:

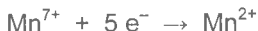
1. Записати схему реакції.



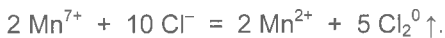
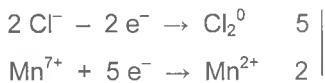
2. Визначити сполуки окисника та відновника і записати над їхніми формулами ступені окиснення елементів, у яких вони змінюються.



3. Записати дві напівреакції процесів окиснення та відновлення і визначити число електронів, відданих відновником і приєднаних окисником.



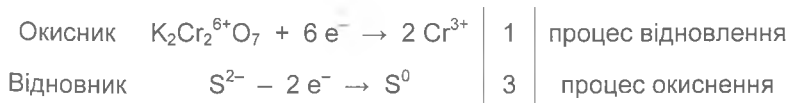
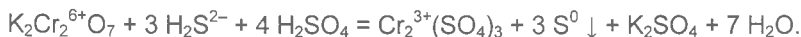
4. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.



5. Підібрати коефіцієнти для решти сполук, які брали участь в реакції. Спочатку визначити коефіцієнти для усіх катіонів (крім H^+), а потім для аніонів. На основі балансу атомів гідрогену визначити кількість молекул води.

6. Перевірити правильність запису рівняння за загальною кількістю атомів Оксигену в лівій і правій його частинах.

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 $K_2Cr_2O_7$:

$$M_E(K_2Cr_2O_7) = \frac{M}{(+)\text{ne}^-} = \frac{2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16}{6} = 49 \text{ г/моль}$$

Молярна маса еквівалентів H_2S :

$$M_E(H_2S) = \frac{M}{(-)\text{ne}^-} = \frac{2 + 32}{2 \cdot 3} = 5,66 \text{ г/моль}$$

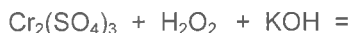
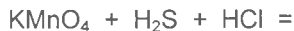
$$\text{Отже, } M_E = \frac{M}{(\pm)\text{ne}^-}.$$

де M – молекулярна маса сполуки окисника або відновника; ne^- – число відданих (-) чи приєднаних (+) електронів однією молекулою.

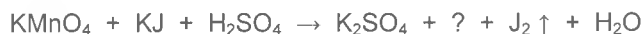
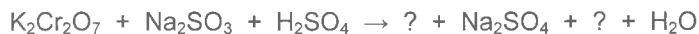
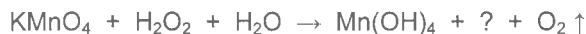
Отже, еквіваленти окисників і відновників обчислюються як відношення їхньої молекулярної маси до кількості відданих або приєднаних електронів у окисно-відновному процесі.

Завдання для перевірки знань

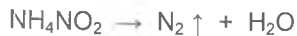
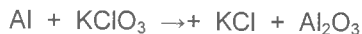
Написати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом електронного балансу та назвати окисник і відновник у процесах:



Дописати рівняння реакцій, визначити коефіцієнти методом електронного балансу та назвати окисник і відновник у процесах:



Кілька з наведених схем окисно-відновних реакцій є схемами реакцій диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення). Методом електронного балансу визначити коефіцієнти і записати рівняння реакцій, вказати суму всіх коефіцієнтів у рівняннях реакцій диспропорціювання:



Розрахункові задачі

1. При термічному розкладі 16 г технічного меркурій нітрату виділилося 2,9 л суміші газів (н. у.), яку пропустили через розчин калій гідроксиду. При цьому об'єм газів зменшився на 1,9 л. Визначити вміст домішок у відсотках у вихідній солі.
2. Яка маса золота розчинилась у "царській воді", якщо в результаті реакції виділилось 28 л газу ($P = 97$ кПа, $t = 25$ °C).
3. Визначити масу бромної води, яка потрібна для окиснення 15,2 г ферум(II) сульфату в сульфатнокислому розчині, якщо у 100 г води при 20°C розчиняється 3,6 г бром.
4. На калій перманганат кількістю речовини 0,18 моль подіяли надлишком концентрованої хлоридної кислоти. При цьому виділилося 8,2 л хлору ($t = 27$ °C, $P = 112,2$ кПа). Визначити вихід хлору від теоретично можливого.
5. При термічному розкладі 19 г технічного натрій нітрату виділилося 1,9 л газу ($t = 15$ °C, $P = 755$ мм рт. ст.). Визначити склад суміші, що утворилася після розкладу солі.
6. При нагріванні 15 г технічного калій перманганату виділилося 0,92 л газу за н. у. Визначити кінцевий склад суміші після розкладу солі. Обчислити об'єм розчину HCl з густиною 1,169 г/мл і масовою часткою 34 % необхідний для розчинення одержаного твердого залишку.
7. 204 г розчину гідрогенпероксиду з масовою часткою речовини 5 % підкислили розчином сульфатної кислоти. До одержаного розчину додали 100 мл 1,5 М розчину калій перманганату. Визначити об'єм утвореного газу (за н.у.).
8. На взаємодію з 50 г суміші ферум(II) сульфату і ферум(III) сульфату використали розчин калій перманганату, в якому містилося 7,9 г солі. Реакцію здійснили у присутності сульфатної кислоти. Визначити масову частку (%) ферум(III) сульфату в суміші.
9. Яка маса йоду виділиться при взаємодії у сульфатнокислому середовищі розчину калій йодиду з 250 мл 0,1 М розчину $K_2Cr_2O_7$.

Лабораторна робота №5 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Реакції міжмолекулярного та міжатомного окиснення-відновлення

Дослід 1 (виконувати під витяжною шафою)

У суху пробірку внести шпателем кілька кристалів калій перманганату і обережно долити 1 мл концентрованої хлоридної кислоти. До отвору пробірки піднести смужку фільтрувального паперу, змочену розчином йодиду калію. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 2 (виконувати під витяжною шафою)

У суху пробірку внести шпателем невелику кількість порошку магнію та обережно додати кілька краплин концентрованої нітратної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 3 (виконувати під витяжною шафою)

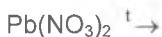
У дві сухі пробірки насипати шпателем окремо невелику кількість кристалічних KBr і KI. У кожену пробірку додати по 1 мл розчину (1 : 2) нітратної (або концентрованої сульфатної) кислоти і обережно нагріти до початку взаємодії. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Реакції внутрішньо-молекулярного окиснення-відновлення

Дослід 4 (виконувати під витяжною шафою)

У суху пробірку внести шпателем невелику кількість кристалічного плюмбум(II) нітрату і обережно нагріти. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 5

У суху пробірку насипати шпателем невелику кількість кристалічного амоній нітриту та обережно підігріти до розкладення солі. Виділення азоту перевірити за допомогою запаленої скіпки, внесеної у пробірку. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Реакції диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення)

Дослід 6 (виконувати під витяжною шафою)

1. У пробірку налити 0,5 мл бромної води і додати 0,5 мл розчину натрій гідроксиду. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



2. У пробірку налити 0,5 мл йодної води і додати 0,5 мл розчину натрій гідроксиду. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Залишки реакційної суміші злити у фарфорову посудину з написом «Злив».

Окисно-відновні властивості галогенів

Дослід 7 (виконувати під витяжною шафою)

1. У пробірку налити 0,5 мл бромної води і додати 0,5 мл розчину натрій сульфїту. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



2. У пробірку налити 0,5 мл йодної води і додати 0,5 мл розчину натрій сульфїту. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Залишки реакційної суміші злити у фарфорову посудину з написом «Злив».

Дослід 8 (виконувати під витяжною шафою)

У пробірку налити 0,5 мл розчину ферум(III) хлориду і краплями додати розчин калій йодиду до зміни забарвлення реакційної суміші. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Залишки реакційної суміші злити у фарфорову посудину з написом «Злив».

Окисно-відновні властивості сполук хрому

Дослід 9

У пробірку налити 0,5 мл розчину хром(III) сульфату і додати краплями розведений розчин натрій гідроксиду, ретельно перемішуючи реакційну суміш до повного розчинення осаду хром(III) гідроксиду, а потім долити 0,5 мл розчину гідроген пероксиду. Для прискорення процесу окиснення Cr^{3+} вміст пробірки можна трохи підігріти. Записати спостереження та

рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 10

У пробірку налити по 0,5 мл розчинів калій дихромату і розведеної нітратної (або сульфатної) кислоти. При постійному перемішуванні краплинами додати свіжоприготованого розчину ферум(II) сульфату до зміни забарвлення реакційної суміші. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Окисно-відновні властивості сполук мангану

Дослід 11

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 та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 12

У суху пробірку шпателем помістити невелику кількість порошку манган(IV) оксиду, додати невелику кількість кристалічного натрій нітрату і невелику кількість кристалічного натрій гідроксиду. Реакційну суміш обережно підігріти і сплавити. Після охолодження сплав розчинити у дистильованій воді.

Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 13

У три пробірки налити по 0,5 мл розчинів калій перманганату.

У першу пробірку додати розчин натрій нітриту і залишити у штативі. У другу пробірку додати краплями розведену фосфатну (або сульфатну) кислоту і при постійному перемішуванні додати розчин натрій нітриту до зміни забарвлення реакційної суміші.

У третю пробірку налити 2 мл концентрованого розчину калій гідроксиду і при постійному перемішуванні додати розчин натрій нітриту. Реакційну суміш обережно підігріти до зміни її забарвлення. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



Дослід 14

У пробірку налити 0,5 мл розчину калій манганату і додати кілька крапель розведеної сульфатної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакції, скласти рівняння електронного балансу та добрати коефіцієнти:



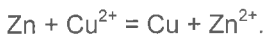
План до теми:

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-Даніеля).
5. Електроліз. Закони електролізу.
6. Електроліз розплавів і водних розчинів електролітів. Катодні та анодні процеси.
7. Вторинні джерела струму. Акумулятори. Свинцевий кислотний акумулятор.

ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

Характерною властивістю металів є їхня здатність лише віддавати електрони, тобто метали можуть бути лише відновниками.

Здатність металів до утворення позитивно заряджених йонів – катіонів яскраво виявляється в реакціях витіснення 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, наприклад, 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-Даніеля, рис. 14).

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, за допомогою якого хімічна енергія окисно-відновної реакції перетворюється на електричну

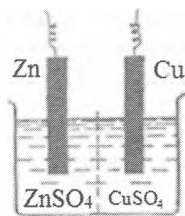
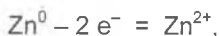


Рис. 14. Схема мідно-цинкового гальванічного елемента.

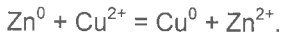
На цинковому електроді елемента Якобі-Данієля відбувається процес окиснення – цинк взаємодіє, і його атоми перетворюються на йони:



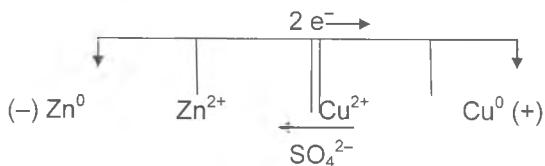
а вивільнені електрони по провіднику переходять на мідний електрод, де відбувається процес відновлення – катіони Купрум(II) розряджаються, і виділяється металічна мідь:



Сумарне рівняння реакції, внаслідок якої у колі виникає електричний струм, має вигляд:



Схематично гальванічний елемент Якобі-Данієля зображують так:



У розчині катіони Zn^{2+} і Cu^{2+} переміщуються від цинкового електрода до мідного, а аніони SO_4^{2-} – у протилежному напрямку. Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається *анодом*, а електрод, на якому відбувається процес відновлення – *катодом*. У мідно-цинковому елементі анодом є цинковий електрод, а катодом – мідний. У гальванічному елементі спрямований потік електронів, який 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 певну 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.

У разі збільшення 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. Так і діють на практиці під час вимірювання е. р. с. Якщо е. р. с. гальванічного елемента повністю скомпенсована, то виконується максимальна робота.

За сталих температури і тиску максимальна робота, яка в виконується під час реакції, дорівнює зміні енергії Гіббса цієї реакції ΔG , взятій з протилежним знаком (знак «мінус» означає, що процес може відбуватися самочинно). Тому електрони переміщуватимуться в такому напрямку, який відповідатиме від'ємному знаку ΔG .

Робота електричного струму, який виникає у гальванічному елементі, що має різницю потенціалів E 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, що відповідає перебігу реакції у прямому і протилежному напрямках. Електрорушійна сила гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів між його електродами.

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, можна перетворити вільну енергію реакції ΔG на електричну (теоретично повністю).

Робота хімічної реакції, що відбувається в гальванічному елементі за стандартних умов, дорівнює

$$-\Delta G^{\circ} = n \cdot F \cdot E^{\circ},$$

де E° – 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 співвідношенням

$$\Delta G^{\circ} = -(R \cdot T \cdot \ln K),$$

можна отримати рівняння, яке зв'язує стандартну е. р. с. гальванічного елемента з константою рівноваги реакції, яка відбувається в ньому:

$$R \cdot T \cdot \ln K = n \cdot F \cdot E^{\circ}.$$

Величину можна обчислити за різницею стандартних електродних (окисно-відновних) потенціалів φ° . Так, для реакції, що відбувається в елементі Якобі-Даніеля,

$$E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{Cu} - \varphi^{\circ}_{Zn}.$$

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 (під час електролізу — навпаки).

Якщо стандартна е.р.с. гальванічного елемента E^0 має додатне значення ($\Delta G^0 < 0$), то це означає, що реакція відбувається у прямому напрямку, а якщо від'ємне – у протилежному.

Виміряти абсолютні значення ϕ неможливо, оскільки 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 прийняли таким, що дорівнює нулю.

Стандартний водневий електрод – це платинова пластинка, насичена воднем при 25°C і тиску 101,3 кПа, занурена в розчин кислоти, у якому активність йонів Гідрогену дорівнює одиниці. На водневому електроді може відбуватися процес приєднання електронів до йонів Гідрогену або процес відщеплення електронів, і перехід водню у йонний стан:



залежно від того, електрони прямують до електрода, чи від нього.

На практиці для порівняння найчастіше застосовують хлорсрібний і каломельний електроди.

Окисно-відновним електродним потенціалом або редокс-потенціалом системи називають різницю потенціалів між електродом, зануреним у дану хімічну систему, і стандартним водневим електродом.

Отже, редокс-потенціал системи можна оцінити за електрорушійною силою гальванічного елемента, один з електродів якого занурений у суміш окисненої (Ox) та відновленої

(Red) форм досліджуваного елемента, що містяться в розчині, а другим є стандартний водневий електрод.

Стандартний електродний потенціал – це значення потенціалу за стандартних умов і активності окисненої та відновленої форм елемента, що бере участь у реакції (які дорівнюють одиниці).

У таблиці (додаток Л) наведено значення стандартних електродних потенціалів $\varphi^{0,298}$ відносно водневого електрода для деяких напівреакцій. Наведені в таблиці дані $\varphi^{0,298}$ розміщено у порядку зменшення значень від'ємного потенціалу, що відповідає зменшенню відновної та збільшенню окисної активності елементів.

Якщо активності речовин у досліджуваному розчині не дорівнюють одиниці, то е.р.с. гальванічного елемента, який складається з водневого та відповідного досліджуваного електродів, наприклад електрода $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$, обчислюють за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + [(R \cdot T / n \cdot F) \cdot \ln \alpha_{\text{Ox}} / \alpha_{\text{Red}}],$$

де φ^0 – стандартний електродний потенціал; R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура; n – число електронів, що беруть участь у процесі; F – число Фарадея; α_{Ox} і α_{Red} – активності, відповідно, окисненої та відновленої форм елементів, що беруть участь у процесі.

Потенціал φ металевого електрода, зануреного в розчин солі того самого металу з активністю a , можна обчислити за рівнянням Нернста, яке в цьому випадку має вигляд:

$$\varphi = \varphi^0 + [(R \cdot T / n \cdot F) \cdot \ln \alpha_{\text{Me}^{n+}}],$$

Підставивши у це рівняння значення сталих величин ($R = 8,31$ Дж/(моль·К), $F = 96\,500$ Кл/моль), для розведених розчинів за стандартних умов отримаємо:

$$\varphi = \varphi^0 + (0,59/n \cdot \ln[\text{Me}^{n+}]).$$

За стандартними електродними потенціалами можна визначити напрямок самочинного перебігу окисно-відновних реакцій. 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 величина φ^0 для 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 концентрацій відповідних речовин – реагентів.

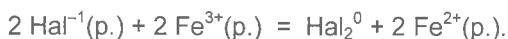
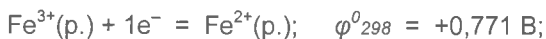
Під час перебігу окисно-відновних реакцій концентрації початкових речовин (реагентів) зменшуються, а концентрації продуктів реакції збільшуються, що приводить до зміни величини потенціалів обох напівреакцій. Електродний потенціал окисника зменшується, а електродний потенціал відновника – збільшується. Стан хімічної рівноваги настає тоді, коли потенціали обох процесів зрівнюються.

Можливість визначення напрямку перебігу окисно-відновних реакцій за допомогою табличних значень стандартних електродних потенціалів можна показати на такому прикладі:

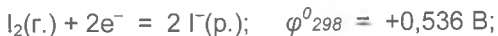
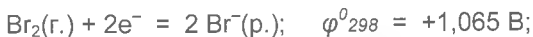
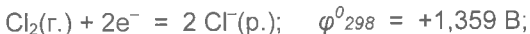
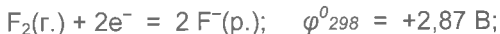


де *Hal* – F, Cl, Br, I.

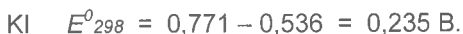
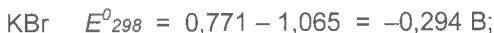
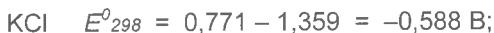
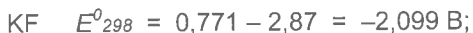
Спочатку треба записати дві напівреакції, кожна з яких має окисно-відновну пару такого виду, як наведено в таблиці:



Для наведеного вище прикладу слід використати табличні значення φ°_{298} для чотирьох електродних напівреакцій, щоб визначити *Hal*:



та обчислимо е. р. с. реакції за участю галогенідів:



Отже, як видно з розрахунків, лише йодид калію здатний відновлювати ферум(III) з його хлориду, оскільки його $E^{\circ}_{298} > 0$.

РЯД ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ

Явище витіснення одних металів іншими металами з їхніх солей вперше було вивчене видатним вченим М.М. Бекетовим у 1865 р. Розмістивши всі метали у порядку послаблення їхньої хімічної активності, він отримав так званий «ряд активності», який тепер називається *рядом електрохімічних потенціалів* (додаток К). Місце кожного металу в ряду електрохімічних потенціалів точно визначається за величиною стандартного електродного потенціалу процесів, що описуються загальним рівнянням:



Електродні процеси, описані цим загальним рівнянням, утворюють ряд електрохімічних потенціалів металів.

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 розташований метал до початку ряду, тим активніше його атоми виявляють відновні властивості.

Усі активні метали, розміщені в ряду електрохімічних потенціалів до водню, здатні витіснити його з кислот-неокисників.

Потенціал електродного процесу



при $\text{pH} = 7$ становить:

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059 \times \lg[\text{H}^+].$$

Враховуючи, що

$$\lg[\text{H}^+] = -\text{pH} \quad (\text{бо } \text{pH} = -\lg[\text{H}^+]),$$

а потенціал стандартного водневого електрода в нейтральному середовищі $\varphi^0 = 0$,

$$\varphi = -0,059 \text{ pH}, \quad \text{або } \varphi = -0,059 \times 7 = -0,41 \text{ В.}$$

Отже, лише активні метали, стандартний потенціал яких значно нижчий, ніж $-0,41 \text{ В}$, здатні витіснити водень з води. Ці метали, розміщені на початку ряду електрохімічних потенціалів від Li до Mg . Метали, розміщені між Mg і Cd , за нормальних умов не здатні витіснити водень з води, оскільки на поверхні цих металів є захисні оксидні плівки. Mg витісняє водень тільки з гарячої води.

Порівнюючи значення стандартних потенціалів двох металів, можна визначити, який з них буде витіснити інший 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 електрорушійну силу 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 стандартними електродними потенціалами можна обчислити константи рівноваги реакцій взаємного витіснення металів й інших редокс-процесів.

Приклад № 1.

Які процеси відбуваються в гальванічному елементі Даніеля-Якобі?

Розв'язок:

1. Цей елемент складається з мідної пластинки, зануреної в розчин купрум(II) сульфату, і цинкової пластинки, зануреної в розчин цинк сульфату. Внутрішній ланцюг заповнений розчином калій хлориду.

Схема елемента Даніеля-Якобі:



Замість сполук, які є в розчинах, можна вказувати тільки потенціалвизначальні йони:



2. При замиканні зовнішнього і внутрішнього ланцюгів у гальванічному елементі виникає електричний струм внаслідок таких процесів.

На цинковому аноді утворюються йони цинку, які переходять у розчин, і маса анодної цинкової пластинки зменшується:



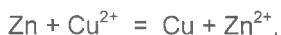
Електрони по зовнішньому ланцюгу переходять з цинкової пластинки на мідну.

На катоді йони міді з розчину приймають електрони і у вигляді чистого металу осідають на мідній пластинці, то ж маса катоду збільшується:



3. У внутрішньому ланцюгу, заповненому розчином КСІ, електричний струм переносять в основному йони калію та хлору. Аніони хлору переміщуються в анодний простір, катіони калію – в катодний, і в результаті виникає замкнуте електричне коло.

4. Електричний струм зумовлений сумарною окисно-відновною реакцією:



Приклад № 2.

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:

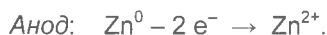
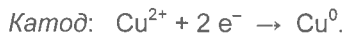
1. Випишемо табличні значення стандартних електродних потенціалів міді та цинку (додаток Л):

$$\varphi^0 (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0) = 0,35 \text{ В}; \quad \varphi^0 (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0) = -0,76 \text{ В}.$$

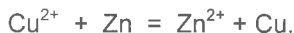
Оскільки

$$\varphi^0 (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0) > \varphi^0 (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0),$$

то на мідному електроді (катод) відбувається процес відновлення, а на цинковому електроді (анод) – процес окиснення.



Під час роботи такого елемента відбувається реакція:

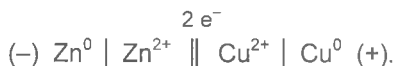


3. Е. р. с. мідно-цинкового гальванічного елемента визначимо за формулою:

$$E^0 = \varphi^0_{\text{К}} - \varphi^0_{\text{А}},$$

$$E^0 = 0,35 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,11 \text{ В}.$$

Схема гальванічного елемента:



ЕЛЕКТРОЛІЗ

Окисно-відновні процеси, які відбуваються на електродах внаслідок пропускання постійного електричного струму від зовнішнього джерела, називають *електролізом*.

Процес відновлення катіонів, який відбувається на катоді та має неґативний потенціал, називають *катодним* процесом, а процес окиснення аніонів, який відбувається на аноді та має позитивний потенціал – *анодним*. Перебіг цих процесів залежить від багатьох чинників: природи окисника та відновника, природи електродів концентрації йонів, розчинника, температури тощо.

Електроліз може відбуватися як у водних розчинах електролітів, так і їхніх неводних розчинах, зокрема розплавах. Майже всі метали, які легко окиснюються – натрій, калій, кальцій, маґній тощо, одержують електролізом з розплавів їхніх солей або основ.

Електроліз розплавів солей

Під час проходження електричного струму крізь розплав NaCl катіони рухаються до неґативно 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 розплаву NaCl, має вигляд:



Енергія, необхідна для цієї реакції, надходить від зовнішнього джерела струму.

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 під час проведення електролізу мають протилежні знаки зарядів, ніж під час роботи гальванічного елемента: катод заряджений неґативно, а анод – позитивно.

Електроліз розчинів солей

У випадку електролізу водних розчинів електролітів крім йонів електроліту у розчині є ще йони H^+ і OH^- – продукти дисоціації води. Йони H^+ в електричному полі рухаються до катоду, а йони OH^- – до аноду.

Якщо в розчині містяться одночасно кілька йонів, то розрядження їх відбувається у певній послідовності: серед катіонів насамперед розряджається той, потенціал розрядження якого найменш негативний (найбільш позитивний), а з аніонів — той, потенціал розрядження якого найменш позитивний (найбільш негативний).

Катодні (відновні) процеси

Для розчинів кислот: $\text{K}(-) \text{H}^+, \text{H}_2\text{O} \quad 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0 \uparrow$.

Для розчинів солей або лугів: $\text{K}(-) \text{Me}^{n+}, \text{H}_2\text{O} \quad \text{Me}^{n+} + n \text{e}^- \rightarrow \text{Me}^0$.

Характер відновного процесу залежить від значення стандартного електродного потенціалу металу.

Анодні (окисні) процеси

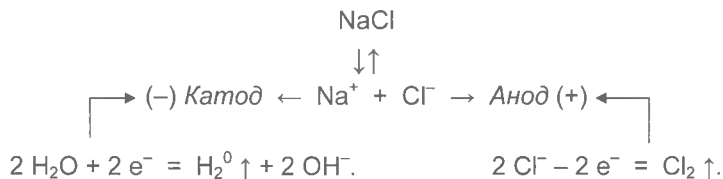
Під час електролізу розчинів використовують розчинні та нерозчинні аноди. Нерозчинні аноди виготовляють з вуглецю або платини, а розчинні – з цинку, міді, нікелю та інших металів. На нерозчинному аноді відбувається окиснення аніонів або молекул води.

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.

$\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}, \text{CN}^-$	$\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_2^-, \text{NO}_3^-, \text{PO}_4^{3-}$
Аніони кислот, що не містять Оксигену (за винятком F^-), легко окиснюються: $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- = \text{Cl}_2 \uparrow$.	Аніони кислот, що містять Оксиген, не окиснюються, а окиснюється вода: $2 \text{H}_2\text{O} - 4 \text{e}^- = \text{O}_2^0 \uparrow + 4 \text{H}^+$.

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: в нейтральних розчинах ($pH = 7$) електродний потенціал $\varphi = -0,059 \times 7 = -0,41$ В. Тому у разі, коли катіоном електроліту є метал, електродний потенціал якого значно позитивніший, ніж $-0,41$ В, то на катоді з нейтрального розчину такого електроліту виділятиметься метал.

У ряду електрохімічних потенціалів такі метали розміщені поблизу водню (приблизно від Sn до H). Якщо ж катіоном електроліту є метал, електродний потенціал якого значно негативніший, ніж $-0,41$ В, на катоді виділятиметься водень, а метал відновлюватися не буде. У ряду електрохімічних потенціалів такі метали розміщені на самому його початку (приблизно до Ti). Якщо ж потенціал металу близький до $-0,41$ В (Zn, Cr, Fe, Cd, Ni тощо), то може відбуватися і відновлення металу, і виділення водню, залежно від концентрації розчину та умов електролізу.

Li, Cs, K, 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: $2 H_2O + 2 e^- = H_2^0 \uparrow + 2 OH^-$	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.

Слід враховувати, що під час електролізу матеріал аноду може окиснюватися, тому 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, фторидної кислоти і фторидів на інертному аноді процес окиснення води з виділенням кисню відбувається *залежно від рН середовища*. Так, у лужному середовищі окиснюються гідроксид-іони з утворенням молекулярного кисню і води:



а в кислому або нейтральному – молекули води розкладаються на молекулярний кисень та йони Гідрогену:



Оксигеновмісні аніони (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} тощо) або взагалі не здатні до окиснення, або потребують дуже високих потенціалів. Наприклад, стандартний потенціал окиснення йона SO_4^{2-} до $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ становить 2,010 В, що набагато перевищує стандартний потенціал окиснення молекул води – 1,228 В. Отже, у цьому конкретному випадку електрохімічне окиснення води є енергетично вигіднішим процесом.

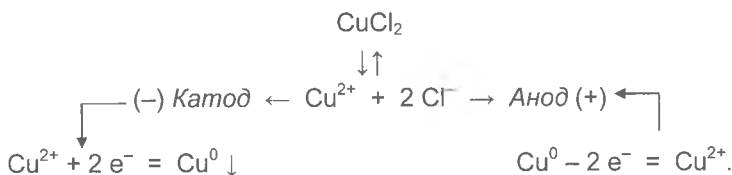
Під час електролізу водних розчинів безоксигенових кислот і їхніх солей, за винятком фторидної кислоти і фторидів, на аноді розряджаються аніони. Позаяк потенціал розрядження йонів, як відомо, залежить від їхньої концентрації, то за достатньо великої або малої концентрації йонів послідовність потенціалів їх розрядження може змінюватися. Наприклад, у водному розчині, що містить йони Хлору, на аноді за достатньої концентрації йонів Хлору відбувається їх окиснення, а за недостатньої концентрації йонів Хлору – окиснюються молекули води з утворенням молекулярного кисню та йонів Гідрогену:



до того ж в кислому, нейтральному і слабколужному середовищах на аноді кисень виділяється внаслідок окиснення молекул води, а в лужному середовищі – внаслідок окиснення гідроксид-іонів.

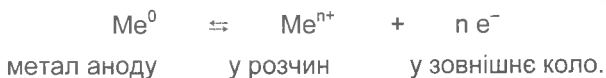
Якщо анод виготовлений з активного металу (активний анод), то на ньому може відбуватися один з трьох окисних процесів: окиснення молекул води з виділенням кисню, розрядження аніонів, а також електрохімічне окиснення металу аноду (анодне розчинення металу). Якщо стандартний електродний потенціал металу аноду має більше негативне значення, ніж потенціали електрохімічних систем окиснення води і розрядження аніона, то відбуватиметься анодне розчинення металу, тобто відбуватиметься енергетично вигідніший процес.

Електроліз водного розчину CuCl_2 з мідним анодом (анод розчинний):



Електроліз із використанням розчинного аноду застосовують для добування металів високої чистоти, а також для покриття одного металу шаром іншого.

Розчинний анод під час електролізу сам окиснюється, тобто надає електрони у зовнішнє коло. В результаті віддавання електронів рівновага між електродом і розчином зміщується, і електрод розчиняється:



Закони електролізу вперше були сформульовані видатним фізиком М. Фарадеєм.

Перший закон Фарадея

(М. Фарадей, 1833-1834 р.р.)

Маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин електроліту.

$$Q = F \cdot \nu_{\text{екв.}}, \quad Q = I \cdot \tau, \quad \nu_{\text{екв.}} = m / M_{\text{екв.}}, \quad I \cdot \tau = F \cdot m / M_{\text{екв.}}$$

де Q – кількість електрики (А·год.); I – сила струму (А); F – число Фарадея (26,8 А·год./моль, або 96 500 Кл/моль); $\nu_{\text{екв.}}$ – кількість еквівалентів речовини, що виділилася на електроді; τ – час електролізу, год.; m – маса речовини, що виділилася на електроді; $M_{\text{екв.}}$ – молярна маса еквівалентів речовини.

Другий закон Фарадея

(М. Фарадей, 1833-1834 р.р.)

Однакові кількості електрики, що проходять через розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні кількості речовин.

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 виділяється один еквівалент будь-якої речовини. Цю кількість електрики називають 1 Фарадей і позначають буквою F .

За другим законом М. Фарадея виконують розрахунки для електрохімічних виробництв, а також безпосередньо визначають еквіваленти різних елементів.

Вивчення електролізу дало змогу порівнювати сполуки за стійкістю. Стійкі сполуки важче піддаються електролізу, ніж сполуки зі слабкими зв'язками між атомами. Досить зручно порівнювати міцність зв'язку між складовими частинами електролітів за напругою їх розкладання. 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 .

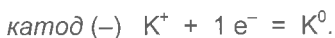
Приклад № 1.

Напишіть рівняння реакції електролізу розплаву калій броміду.

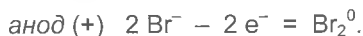
Розв'язок. У розплаві калій бромід дисоціює на йони:



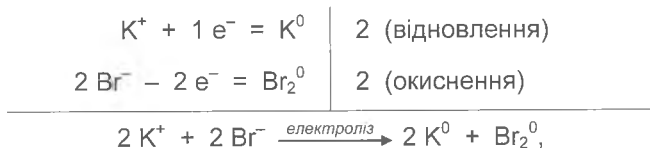
Катіони K^+ , що утворюються під дією електричного струму, переміщуються до негативного електрода (катода) і приймають від нього електрони (відновлюються):



Негативно заряджені бромід-іони під дією електричного поля переміщуються до аноду і віддають електрони (окиснюються):



Можна додати рівняння процесів відновлення та окиснення, помноживши кожне з них на відповідний коефіцієнт, щоб зрівняти число електронів, які беруть участь у катодному і анодному процесах:



або в молекулярній формі:



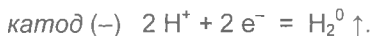
Приклад № 2.

Напишіть рівняння реакцій електролізу водного розчину сульфатної кислоти з інертними електродами.

Розв'язок. У водному розчині сульфатна кислота практично повністю дисоціює на йони поетапно:



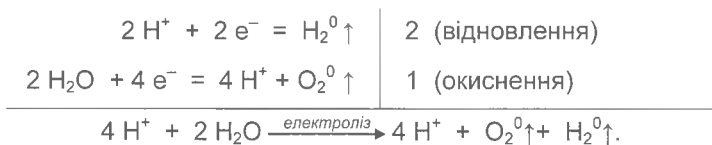
Під час пропускання постійного електричного струму крізь розчин до катоду переміщуватимуться йони Гідрогену, які й відновлюються:



Поблизу аноду скупчуватимуться сульфат-іони, проте вони не окиснюються у водних розчинах, оскільки легше окиснюється вода:



Складаємо сумарне рівняння реакцій електролізу:



Виключаючи з правої і лівої частин однакові кількості речовин однойменних йонів, отримуємо:



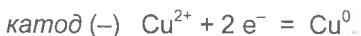
Приклад № 3.

Які процеси відбуватимуться на електродах під час електролізу водного розчину купрум(II) хлориду з інертними електродами?

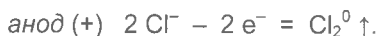
Розв'язок. У розчині купрум(II) хлорид дисоціює на йони:



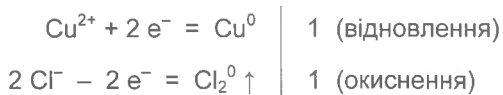
Значення стандартного електродного потенціалу мідного електрода додатне (0,34 В), отже, йони Купрум(II) легко відновлюватимуться у водних розчинах:



Хлорид-аніони, як і багато інших аніонів безоксигенових кислот, окиснюються у водних розчинах:



Сумарне рівняння процесу:



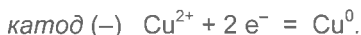
або



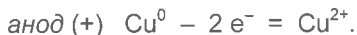
Приклад № 4.

Напишіть рівняння реакції електролізу водного розчину купрум(II) сульфату з мідними електродами.

Розв'язок. На катоді відновлюватимуться катіони Купрум(II):



У випадку використання мідних електродів анодний процес буде пов'язаний з окисненням матеріалу електрода:



На аноді внаслідок процесу мідь перетворюється на катіони і переходить у розчин, але така сама кількість речовини міді (за винятком деяких втрат) виділяється на катоді. То ж, сумарне рівняння реакції електролізу з розчинним анодом написати не можна.

Приклад № 5.

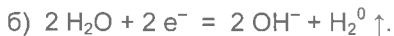
Які реакції відбуватимуться на електродах під час електролізу водного розчину нікол(II) нітрату з інертними електродами?

Розв'язок. У розчині нікол(II) нітрату містяться йони:



Під час електролізу поблизу катоду є катіони Нікол(II) і вода. Оскільки стандартний електродний потенціал нікелевого електрода становить $-0,25 \text{ В}$, то на катоді відбуватимуться паралельно два процеси: відновлення катіонів Нікол(II) і води:





Нітрат-іони скупчуються поблизу аноду, проте легше окиснюється вода:



Під час здійснення на одному з електродів кількох паралельних процесів сумарне рівняння реакції записувати не варто: в даному прикладі невідомо, наприклад, яка кількість електрики затрачена на реакцію (а), а яка – на реакцію (б).

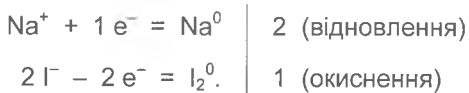
Приклад № 6.

Яка маса натрію виділиться на катоді під час електролізу розплаву натрій йодиду, якщо на аноді виділився йод масою 762 г?

Розв'язок. Складаємо рівняння реакції електролізу. Сіль у розплаві дисоціює на йони:



Процеси на електродах:



або



Визначаємо кількість речовини йоду, що виділився[^]

$$\nu(\text{I}_2) = m(\text{I}_2) / M(\text{I}_2); \quad \nu(\text{I}_2) = 762 / 254 = 3 \text{ (моль)}.$$

З рівняння реакції електролізу відомо:

$$\nu(\text{Na}) / \nu(\text{I}_2) = 2 / 1,$$

отже,

$$\nu(\text{Na}) = 2 \nu(\text{I}_2); \quad \nu(\text{Na}) = 2 \times 3 = 6 \text{ (моль)}.$$

Визначаємо масу отриманого натрію:

$$m(\text{Na}) = \nu(\text{Na}) \cdot A_r(\text{Na}); \quad m(\text{Na}) = 6 \times 23 = 138 \text{ (г)}.$$

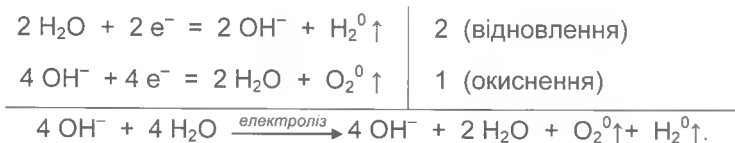
Відповідь: 138 г.

Приклад № 7.

Під час електролізу водного розчину гідроксиду калію з інертними електродами на катоді виділився молекулярний водень, об'єм якого за нормальних умов становить 11,2 л. Який об'єм кисню виділиться при цьому на аноді?

Розв'язок 1. Записуємо рівняння реакції електролізу, зважаючи, що на катоді відновлюється вода (катіони калію не відновлюються у водних розчинах), а на аноді окиснюються гідроксид-іони:

Складаємо сумарне рівняння реакцій електролізу:



або:



Визначаємо кількість речовини водню, що виділився:

$$\nu(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / V_{\text{M}}; \quad \nu(\text{H}_2) = 11,2 / 22,4 = 0,5 \text{ (моль)}.$$

Із рівняння реакції електролізу відомо:

$$V(\text{O}_2) / V(\text{H}_2) = 1/2;$$

$$\nu(\text{O}_2) = 1/2 \nu(\text{H}_2); \quad \nu(\text{O}_2) = 1/2 \times 0,5 = 0,25 \text{ (моль)}.$$

Визначаємо об'єм кисню, що виділився:

$$V(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot V_{\text{M}}; \quad V(\text{O}_2) = 0,25 \times 22,4 = 5,6 \text{ (л)}.$$

Розв'язок 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:

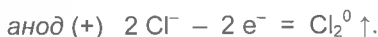
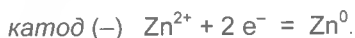
$$V(\text{O}_2) / V(\text{H}_2) = 1/2; \quad V(\text{O}_2) = 1/2 V(\text{H}_2) = 1/2 \times 11,2 = 5,6 \text{ (л)}.$$

Відповідь: 5,6 л.

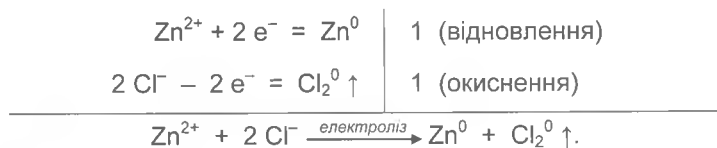
Приклад № 8.

Під час електролізу водного розчину цинк хлориду на аноді виділився 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. При цьому вважатимемо, що вихід цинку є кількісним, тобто вся кількість електрики на катоді витрачена лише на відновлення катіонів цинку:



Сумарне рівняння процесу:



або



Визначаємо кількість речовини хлору, що виділився:

$$\nu(\text{Cl}_2) = V(\text{Cl}_2) / V_M; \quad \nu(\text{Cl}_2) = 26,88 / 22,4 = 1,2 \text{ (моль)}.$$

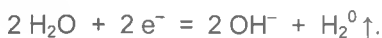
Із рівняння реакції електролізу відомо:

$$\nu(\text{Zn}) = \nu(\text{Cl}_2); \quad \nu(\text{Zn}) = 1,2 \text{ (моль)}.$$

Розраховуємо масу цинку, який утворився б (теоретично) за умови його кількісного виходу:

$$m(\text{Zn}) = \nu(\text{Zn}) \cdot A_r(\text{Zn}); \quad m(\text{Zn}) = 1,2 \times 65 = 78 \text{ (г)}.$$

З умови задачі відомо, що маса практично отриманого цинку становить $m_{\text{пр}}(\text{Zn}) = 62,4 \text{ г}$. Ця маса менша від розрахованої через те, що частина електрики на катоді була затрачена на відновлення води:



Використовуючи відому формулу визначаємо вихід цинку:

$$\eta = m_{\text{пр}}(\text{Zn}) / m_{\text{теор}}(\text{Zn}) \times 100 \% = 62,4 / 78 \times 100 \% = 80 \%$$

Відповідь: 80%.

Свинцеві кислотні акумулятори

Гальванічні елементи – хімічні джерела електричної енергії, яка утворюється у них внаслідок переважно необернених хімічних реакцій, тому їх не можна перзаряджати, і вони є практично одноразовими.

Акумулятори належать до вторинних гальванічних елементів, механізм їх дії ґрунтується на обернених окисно-відновних процесах, тобто їх можна заряджати і використовувати багато разів.

Винахід гальванічних елементів багаторазового використання належить вченому Ґастону Планте (1859 рік). Через дві свинцеві (Pb) пластини, покриті плівкою плюмбум оксиду (PbO₂), занурені у розведену сульфатну кислоту, протягом певного часу пропускали електричний струм. Після підключення пластин до гальванометра з'ясувалося, що акумулятор почав самостійно виробляти електричний струм і при цьому виділяти майже всю енергію, яку на нього подали.

Процес зарядження можна було повторювати багато разів: елемент незмінно працював справно та не руйнувався.

Сучасний свинцевий кислотний акумулятор складається з пластмасового корпусу, позитивно заряджених ґратчастих свинцевих пластин, заповнених оксидом PbO₂, і неґативно заряджених пластин, заповнених губчастим свинцем, а також сепаратора, який розділяє ці пластини та пропускає електроліт. У свинцевому кислотному акумуляторі кількість неґативних пластин завжди на одну більша, ніж позитивних, адже неґативні пластини завжди розташовані на краях. Як електроліт використовують водний розчин H₂SO₄ (ω = 35–40 %, ρ = 1,23–1,27 г/см³), яка при цій концентрації має максимальну питому електропровідність.

У конструкціях автомобільних свинцево-кислотних акумуляторів учені намагалися максимально збільшити поверхню електродів, не порушуючи при цьому їхньої міцності, бо саме від величини поверхні залежить енергоємність акумулятора. На сьогодні пластини акумулятора виготовляють у формі свинцевих решіток, покритих плюмбум(IV) оксидом і губчастим свинцем (рис. 15). Заряджений акумулятор має напругу на клемах 2 – 2,2 В. Термін служби – 200 – 500 циклів заряджання – розряджання.

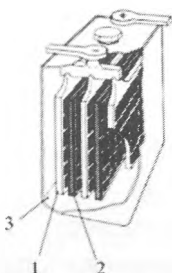


Рис. 15. Свинцевий кислотний акумулятор:
1 – негативна пластина (свинцева);
2 – позитивна пластина (з покриттям PbO₂); 3 – корпус.

Схему дії електрохімічної системи свинцевого елемента показано на рис. 16:

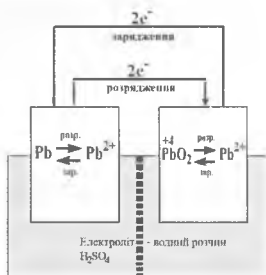


Рис. 16. Схema процесів, які відбуваються на електродах свинцевого кислотного акумулятора.

Катод (-) Pb | H₂SO₄ | PbO₂ (+) Анод

Загальна схема роботи акумулятора має такий вигляд:



Під час роботи акумулятор розряджається, і в ньому відбувається окисно-відновна реакція, процес окиснення на аноді:



та відновлення на катоді:



Електрони, віддані атомами металічного свинцю, рухаються від анода до катода по зовнішньому колу і приєднуються атомами плюмбуму в PbO_2 при відновленні. У внутрішньому колі – в розчині H_2SO_4 – йони SO_4^{2-} рухаються до анода, а йони H^+ прямують до катода. Напрямок руху іонів 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 PbSO_4 , 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 через деякий час 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 його в розрядженому стані чи систематично недозаряджати. До того ж, за цих умов 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 напрямі. На свинцевій пластині – катоді (–), з'єднаному з нег'ативним 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 за реакцією:



Загальна хімічна схема процесу заряджання має вигляд:



Акумулятор зарядиться повністю, коли катод цілком стане чистим свинцем, а анод – плюмбум(IV) оксидом. Електрорушійна сила (е. р. с.) свинцевого акумулятора досягне 2,1 В, і між електродами фіксується найбільша напруга. Напруга при заряджанні вища від е. р. с. і ще підвищується протягом заряджання. Наприкінці процесу заряджання напруга досягає значення достатнього для електролізу води, внаслідок якого починається виділення водню і кисню, тому утворення пухирців (закипання) є ознакою закінчення заряджання акумулятора.

У процесі заряджання концентрація кислоти збільшується, а в процесі розряджання навпаки зменшується. То ж, ступінь зарядженості акумулятора легко визначають і контролюють, чітко контролюючи концентрацію кислоти, вимірюючи її густину.

Процес зарядження акумулятора з погляду теоретичної хімії – це процес електролізу. Розряджають і заряджають електрохімічні акумулятори зазвичай із досить малим навантаженням, 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 на 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 повинні міститися домішки 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

Серед акумуляторів з лужним електролітом найпоширенішими є нікель-кадмієві (Ni - Cd) і нікель-залізні (Ni - Fe) акумулятори, позитивний електрод містить нікол(III) гідроксид $\text{Ni}(\text{OH})_3$, а негативний електрод – відповідно, кадмієвий або залізний. Як електроліт використовується розчин калій гідроксиду KOH ($\omega = 20\text{--}23\%$, $\rho = 1,21 \text{ г/см}^3$), який містить невелику кількість LiOH .

У лужних акумуляторах використовують ламелеві електроди – пласкі коробочки з отворами, заповнені активними масами. Активна маса електродів (+) зарядженого акумулятора складається з гідратованого нікол(III) оксиду $\text{Ni}_2\text{O}_3 \times \text{H}_2\text{O}$ (або NiOOH) і графіту для підвищення електропровідності. Активна маса електродів (-) у (Ni - Cd) акумуляторах – складається із суміші губчастого кадмію та порошку заліза, у (Ni - Fe) акумуляторах – з порошку відновленого заліза.

Під час роботи (Ni - Cd) акумулятор розряджається, і в ньому відбувається окисно-відновна реакція, процес окиснення на аноді:

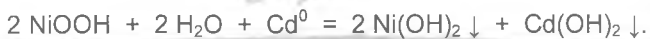


та відновлення на катоді:

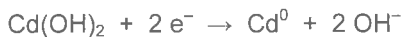


По зовнішньому колу електрони рухаються від кадмієвого анода (-) до нікелевого катода (+).

Загальна хімічна схема процесу розрядження має вигляд:



Під час заряджання (Ni - Cd) акумулятора на кадмієвому електроді відбувається відновлення металу:



на нікелевому електроді відбувається окиснення нікол(II) гідроксиду:

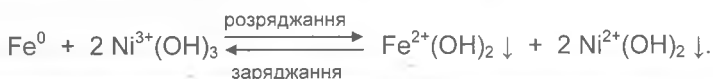


Сумарна хімічна реакція процесу заряджання обернена до реакції процесу розряджання і має вигляд:

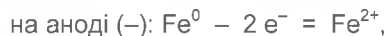


Електрорушійна сила (е. р. с.) зарядженого (Ni - Cd) акумулятора досягає 1,4 В, коли напруга стане нижчою 1 В, акумулятор заряджають.

Загальну схему роботи (Ni - Fe) акумулятора можна зобразити у такому вигляді:



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, малу масу та об'єм. У срібно-цинкових акумуляторах як катод використовують оксиди Ag_2O і AgO , як анод – губчастий цинк, а як електроліт – розчин KOH .

Під час роботи акумулятора відбувається відновлення арґентум оксиду до металу, а окиснення цинку до ZnO і $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Загальна хімічна схема процесу розряджання має вигляд:



Електрорушійна сила зарядженого акумулятора досягає 1,85 В, коли напруга знижується до 1,25 В, акумулятор заряджають: процеси на електродах змінюються – аргентум окислюється, а цинк відновлюється.

Лужні акумулятори мають великий термін служби – до 10 років.

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 розплаву натрій гідроксиду.

Розрахункові задачі

1. Скільки грамів міді виділиться на катоді при електролізі розчину CuSO_4 протягом 40 хв. при силі струму 1,2 А?
2. Чому дорівнює маса алюмінію, одержаного за 1 год. при електролізі розплаву AlCl_3 струмом 10,0 А?
3. Якої сили повинен бути струм, щоб електролізом за 6 хв. з розчину AgNO_3 виділити срібло масою 1,08 г?
4. Струм силою 5 А протягом 1 год. пропускали через розведений розчин сульфатної кислоти. Обчислити масу розкладеної води та об'єми водню і кисню, які виділилися на електродах при 0°C і 760 мм рт ст.
5. Під час повного електролізу 2000 мл розчину натрій хлориду на аноді виділилося 17,75 г газу. Встановити молярну концентрацію солі у початковому розчині.

6. При якій силі струму відбувався електроліз, якщо за 50 хв. із 120 мл 0,4 Н розчину CuSO_4 виділилася уся мідь.
7. Крізь 300 г розчину, масова частка натрій хлориду в якому становить 15 %, пропускали постійний електричний струм до повного електролізу солі. Який об'єм вуглекислого газу може прореагувати з утвореною в розчині речовиною до отримання кислої солі.
8. Внаслідок повного електролізу розчину калій хлориду на аноді виділився газ об'ємом 22,4 л (за н. у.). Обчислити масу калій хлорату (бертолетової солі), яку можна одержати за участі цього газу як реагента.
9. Під час електролізу розплаву калій хлориду на катоді отримали калій масою 7,8 г. Визначте об'єм хлору, який виділився на аноді. Об'єм обчисліть за н. у.
10. Один зі способів промислового добування кальцію – електроліз розплавленого кальцій хлориду. Яка маса металу буде отримана, якщо відомо, що внаслідок електролізу виділився хлор об'ємом 896 л (н. у.)?
11. Під час електролізу водного розчину арґентум нітрату з інертними електродами на аноді виділився кисень масою 12 г. Яка маса срібла утворилася при цьому?
12. Під час електролізу водного розчину нікол(II) сульфату на катоді отримали нікель масою 177 г, вихід якого становив 75 %. Який об'єм кисню виділиться при цьому на аноді? Вихід кисню вважайте кількісним.

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 – v ; об'ємна частка речовини – φ , масова частка речовини у суміші або розчині – ω ; масова частка виходу продукту – η ; густина речовини – ρ).

Додаток Б

ДОВІДНИК

- Швидкість світла у вакуумі : $c = 2,99792458 \cdot 10^8$ м/с.
- Стала Планка: $h = 6,626176 \cdot 10^{-34}$ Дж · с.
- Число (стала) Авогадро: $N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.
- Атомна одиниця маси: $1 \text{ а.о.м.} = 1,6605655 \cdot 10^{-27}$ кг.
- 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.
- Заряд електрона: $e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл.
- Стала Больцмана: $k = 1,380658 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.
- 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).
- Температура за нормальних умов: $T_0 = 273,15$ К (0 °С).
- Тиск за нормальних умов:
 $P_0 = 101,325$ кПа = 760 мм рт. ст. = 1 атм.
- 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;
 - $R = 62360$ мм рт. ст. · мл/(моль · К), якщо об'єм газу – у мл, а тиск – у мм рт. ст.
- Питома теплоємність речовини – теплота, необхідна для нагрівання
1 г речовини на 1 °С: 26 Дж/(моль · К).
- Середня молекулярна маса повітря: $D_{\text{пов.}} = 29$.
- Температура за стандартних умов: $T^0 = 298,15$ К (25 °С).
- Тиск за стандартних умов:
 $P_0 = 101,325$ кПа = 760 мм рт. ст. = 1 атм.
- Число Фарадея: $F = 96500$ Кл/моль.

Додаток В

Назви деяких 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	Ніколь	Нікель
O	Oxygenium	Оксиген	Кисень
P	Phosphorus	Фосфор	Фосфор
S	Sulfur	Сульфур	Сірка
Si	Silicium	Силіцій	Силіцій (кремній)
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, °C	Тиск, p, кПа	Тиск, p, мм рт. ст.	Темпера- тура, t, °C	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 при 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

$H_4P_2O_7$	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_2SiO_3	I	$2,2 \cdot 10^{-2}$
	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		
$Al(OH)_3$	III	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$Ca(OH)_2$	I	$4,5 \cdot 10^{-2}$
	II	$4,0 \cdot 10^{-3}$
$Cd(OH)_2$	II	$5,0 \cdot 10^{-3}$
$LiOH$		$5,0 \cdot 10^{-1}$
NH_4OH		$1,8 \cdot 10^{-5}$
$Pb(OH)_2$	I	$3,0 \cdot 10^{-4}$
	II	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$Zn(OH)_2$	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 (при 18 – 25 °С)

Формула електроліту	ДР
Ag ₃ AsO ₄	1,0 · 10 ⁻²²
AgBr	5,3 · 10 ⁻¹³
Ag ₂ CO ₃	8,2 · 10 ⁻¹²
AgCl	1,8 · 10 ⁻¹⁰
Ag ₂ CrO ₄	1,1 · 10 ⁻¹²
AgI	8,3 · 10 ⁻¹⁷
AgNO ₂	6,0 · 10 ⁻⁴
Ag ₂ S	6,3 · 10 ⁻⁵⁰
Ag ₂ SO ₃	1,5 · 10 ⁻¹⁴
Ag ₂ SO ₄	1,6 · 10 ⁻⁵
Ag ₃ PO ₄	1,3 · 10 ⁻²⁰
AlAsO ₄	1,6 · 10 ⁻¹⁶
Al(OH) ₃	1,0 · 10 ⁻³²
AlPO ₄	5,8 · 10 ⁻¹⁹
AuI	1,6 · 10 ⁻²³
AuCl	2,0 · 10 ⁻¹³
BaCO ₃	5,1 · 10 ⁻⁹
BaC ₂ O ₄	1,1 · 10 ⁻⁷
BaCrO ₄	1,2 · 10 ⁻¹⁰
BaF ₂	1,1 · 10 ⁻⁶
Ba ₃ (PO ₄) ₂	6,0 · 10 ⁻³⁹
BaSO ₄	1,1 · 10 ⁻¹⁰
BaSO ₃	8,0 · 10 ⁻⁷
Bi ₂ S ₃	1,0 · 10 ⁻⁹⁷
CaCO ₃	4,8 · 10 ⁻⁹
CaC ₂ O ₄	2,0 · 10 ⁻⁹
CaClO ₄	4,0 · 10 ⁻³
CaCrO ₄	7,1 · 10 ⁻⁴
CaF ₂	4,0 · 10 ⁻¹¹
Ca(OH) ₂	5,5 · 10 ⁻⁶
Ca ₃ (PO ₄) ₂	1,0 · 10 ⁻²⁹
CaSO ₄	2,5 · 10 ⁻⁵
CaSO ₃	1,3 · 10 ⁻⁸
CdS	7,9 · 10 ⁻²⁷
Cd(OH) ₂	2,0 · 10 ⁻¹⁴
CoS (α)	4,0 · 10 ⁻²¹
Cr(OH) ₃	6,3 · 10 ⁻³¹
CuBr	5,3 · 10 ⁻⁹
CuCO ₃	2,5 · 10 ⁻¹⁰
CuCl	1,2 · 10 ⁻⁶
CuI	1,1 · 10 ⁻¹²
CuS	6,3 · 10 ⁻³⁶

Формула електроліту	ДР
Cu(OH) ₂	5,0 · 10 ⁻²⁰
FeAsO ₄	5,8 · 10 ⁻²¹
FeCO ₃	3,5 · 10 ⁻¹¹
Fe(OH) ₂	1,0 · 10 ⁻¹⁵
Fe(OH) ₃	3,8 · 10 ⁻³⁸
FePO ₄	1,3 · 10 ⁻²²
FeS	5,0 · 10 ⁻¹⁸
HgS	1,6 · 10 ⁻⁵²
KClO ₄	1,1 · 10 ⁻²
Li ₂ CO ₃	4,0 · 10 ⁻³
LiF	1,7 · 10 ⁻³
Li ₃ PO ₄	3,2 · 10 ⁻⁹
MgCO ₃	2,1 · 10 ⁻⁵
MgF	6,5 · 10 ⁻⁹
Mg(OH) ₂	6,0 · 10 ⁻¹⁰
Mg(PO ₄) ₂	1,0 · 10 ⁻¹³
MnCO ₃	1,8 · 10 ⁻¹¹
MnS (α)	2,5 · 10 ⁻¹⁰
NiCO ₃	1,3 · 10 ⁻⁷
Ni(OH) ₂	2,0 · 10 ⁻¹⁵
NiS (α)	3,2 · 10 ⁻¹⁹
PbBr ₂	9,1 · 10 ⁻⁶
PbCO ₃	7,5 · 10 ⁻¹⁴
PbCl ₂	1,6 · 10 ⁻⁵
PbClO ₄	2,5 · 10 ⁻²⁷
PbCrO ₄	1,8 · 10 ⁻¹⁴
PbF ₂	2,7 · 10 ⁻⁸
PbI ₂	1,1 · 10 ⁻⁹
Pb(OH) ₂	1,1 · 10 ⁻²⁰
PbS	2,5 · 10 ⁻²⁷
PbSO ₄	1,6 · 10 ⁻⁸
PtS	8,0 · 10 ⁻⁷³
SnS	2,5 · 10 ⁻²⁷
SrCO ₃	1,1 · 10 ⁻¹⁰
SrC ₂ O ₄	1,6 · 10 ⁻⁷
SrSO ₄	3,2 · 10 ⁻⁷
SrF ₂	2,5 · 10 ⁻⁹
ZnCO ₃	1,4 · 10 ⁻¹¹
Zn(OH) ₂	1,0 · 10 ⁻¹⁷
Zn ₃ (PO ₄) ₂	9,1 · 10 ⁻³³
ZnS (α)	1,6 · 10 ⁻²⁴
Sb ₂ S ₃	1,6 · 10 ⁻⁹³

Додаток 3

РЯД ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ (у водних розчинах)

Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал Φ_{298}^0 , В	Рівняння електродного процесу	Стандартний потенціал Φ_{298}^0 , В
$\text{Li}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,045	$\text{Co}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,277
$\text{Rb}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,925	$\text{Co}^{3+} + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1,81
$\text{K}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,924	$\text{Ni}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,250
$\text{Cs}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,923	$\text{Mo}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-0,200
$\text{Ba}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,900	$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,136
$\text{Ca}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,866	$\text{Sn}^{4+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	1,151
$\text{Na}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,714	$\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,363	$\text{Fe}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,037
$\text{Be}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,700	$\text{Fe}^{3+} + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,663	$2\text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0
$\text{Ti}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,630		
$\text{Ti}^{3+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Ti}^+$	1,280	$\text{Bi}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Bi}$	0,215
$\text{Zr}^{4+} + 4 e^- \rightleftharpoons \text{Zr}$	-1,530	$\text{Cu}^{2+} + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	0,153
$\text{V}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{V}$	-1,180	$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,337
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,179	$\text{Cu}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,520
$\text{V}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{V}$	-0,876	$\text{Hg}_2^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	0,789
$\text{V}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{V}^{2+}$	-0,255	$\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0,799
$\text{Cr}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,913	$\text{Hg}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	0,850
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763	$2 \text{Hg}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons [\text{Hg}_2]^{2+}$	0,920
$\text{Cr}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pt}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pt}$	1,188
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,440	$\text{Au}^{3+} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1,498
$\text{Cd}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^+ + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1,692

Додаток К

СТАНДАРТНІ ВІДНОВНІ ПОТЕНЦІАЛИ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ СИСТЕМ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

Система	Стандартний потенціал, φ_{298}^0 , В
$\text{AgCl} + 1 e^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222
$\text{Br}_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,087
$\text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 e^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6 \text{OH}^-$	0,610
$\text{Cl}_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,359
$2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,630
$\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,450
$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{ClO}^- + 2 \text{OH}^-$	0,660
$\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 e^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$	0,630
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	0,330
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + 2 \text{OH}^-$	0,360
$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 5 \text{OH}^-$	-0,130
$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 3 e^- \rightleftharpoons \text{CrO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,945
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	1,333
$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	0,158
$\text{F}_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,870
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,356
$\text{FeO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,700
$2\text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
$\text{H}_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2\text{H}^-$	-2,251
$\text{H}_2\text{O}_2 - 2 e^- \rightleftharpoons \text{O}_2 \uparrow + 2 \text{H}^+$	-0,682
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$	0,880
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{I}_2 + 2 e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,536
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,990
$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 e^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 6 \text{H}_2\text{O}$	1,190
$\text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 e^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 6 \text{OH}^-$	0,260
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{MnO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	2,257

Система	Стандартний потенціал, φ^0_{298} , В
$\text{MnO}_4^- + e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 4 \text{OH}^-$	0,600
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 e^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,692
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	0,010
$\text{NO}_3^- + 3 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,940
$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,838
$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	0,772
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	1,004
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 e^- \rightleftharpoons \text{NO} \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,957
$2 \text{NO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 e^- \rightleftharpoons \text{N}_2 \uparrow + 6 \text{H}_2\text{O}$	1,240
$\text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 e^- \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$	0,880
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + e^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,490
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 e^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^-$	0,401
$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 e^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$	1,229
$\text{O}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{O}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	2,075
$\text{P} + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 e^- \rightleftharpoons \text{PH}_3 \uparrow + 3 \text{OH}^-$	-0,890
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
$\text{Pb}^{4+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	1,694
$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,455
$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,685
$\text{PtCl}_6^{2-} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{PtCl}_4^{2-} + 2 \text{Cl}^-$	0,720
$\text{S} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,510
$\text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} \uparrow$	0,144
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	-0,932
$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons \text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,170
$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 e^- \rightleftharpoons \text{S} \downarrow + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,357
$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 8 e^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,310
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 e^- \rightleftharpoons \text{S} \downarrow + 3 \text{H}_2\text{O}$	0,450
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}$	2,010

СТАНДАРТНІ ЕНТАЛЬПІЇ УТВОРЕННЯ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН І ІОНІВ

Речовина	ΔH_{f298}^0 , кДж/моль	Речовина	ΔH_{f298}^0 , 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 (г)	-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

Речовина	ΔH^0_{f298} , кДж/моль	Речовина	ΔH^0_{f298} , кДж/моль
H (r)	218,0	SiO ₂ (т)	-911,6
H ⁺ (r)	1530,0	SnO ₂ (т)	-580,8
HCl (r)	-92,3	SrO (т)	-590,5
HF (r)	-270,7	SrSO ₄ (т)	-1468
HI (r)	26,6	TiN (т)	-339
HN ₃ (р)	264,0	TiO ₂ (т)	-943,9
H ₂ O (r)	-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 М

СТАНДАРТНІ ЕНТРОПІЇ УТВОРЕННЯ ДЕЯКИХ 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 (r)	199,9
C (графіт)	5,74	NH ₃ (r)	192,6
CCl ₄ (р)	214,4	NH ₄ Cl (т)	95,8
CH ₄ (r)	186,0	NH ₄ NO ₃ (т)	151,0
C ₂ H ₆ (r)	229,5	NO (r)	210,7
COCl ₂ (r)	2283,6	NO ₂ (r)	240,2
CO (r)	197,7	HNO ₃ (р)	155,6
CO ₂ (r)	213,8	Na (к)	51,42
C ₂ H ₂ (r)	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

Речовина	S_{298}^0 , Дж/моль К	Речовина	S_{298}^0 , 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 Н

ВІЛЬНА ЕНЕРГІЯ УТВОРЕННЯ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Речовина	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	Речовина	ΔG_{298}^0 , 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 (чєрв.)	-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 П**СТАНДАРТНІ ЕНТАЛЬПІЇ ЗГОРЯННЯ ДЕЯКИХ 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

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. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія (у 2-х томах). – Київ: Педагогічна преса, 2002.
3. Бурбан А.Ф., Брик М.Т., Забава Л.К. Окисно-відновні реакції. Навчально-методичний посібник. – Тернопіль: Мандрівець, 2011. – 48 с.
4. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії. Підручник. – Львів: Видавництво Національного університету «Львівська політехніка», 2008. – 348 с.
5. Середа А., Використання сучасної української хімічної термінології та номенклатури. Рекомендації Держстандарту України / Середа А., Голуб О., Стоєцький А. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2005. – 48 с.
6. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк Щ.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - Київ - Ірпінь: Перун, 1998.
8. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія (у 2-х томах). - Київ: Вид-во КДУ, 1968-1970.
9. Некрасов Б.В. Основы общей химии (в 2-х томах). - М.: Химия, 1974.
10. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М., 2001. 744 с.
11. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия: 2-е изд. - М.: Изд-во МГУ, 1991.
12. Глінка Н.Л. Загальна хімія. - К.: «Вища школа», 1982.
13. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. - М.: Химия, 1981.
14. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия (в 3-х томах). - М.: Мир, 1975.
15. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии (в 2-х томах). - М.: Мир, 1982.
16. Полинг Л., Полинг П. Химия. М.: Мир, 1978.
17. Хью Дж. Неорганическая химия. - М.: Химия, 1987.

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. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л., 1984, 263 с.
22. Серета И.П. Конкурсные задачи по химии. Поступающим в вузы. / Киев: «Вища школа», 1982. – 232с.
23. Мушкало Н.Н., Брайко В.І. Олімпіадні задачі з хімії. Київ: «Радянська школа», 1974. – 160 с.
24. Каличак Я.М., Кінжибало В.В., Котур Б.Я., Миськів М.Г., Сколоздра Р.В. Хімія. Задачі, вправи, тести. – Львів: Світ, 1998. – 168 с.
25. Назаренко Г.Д., Кривошей В.Г. Ускладнені задачі з хімії. Київ: «Радянська школа», 1972. – 110 с.
26. Серета І.П. Розв'язування розрахункових задач з хімії / Київ: «Радянська школа», 1968. – 144 с.
27. Дорофеев А.И., Федотова М.И. Практикум по неорганической химии. Л.: Химия, 1990. – 240 с.
28. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. М.: Высшая школа, 1988.
29. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум./ Бойко К.М., Самойленко В.М., Слободяник Н.С., Улько Н.В. - Киев: Вища школа, 1987.
30. Левант Г.Е, Райцын Г.А. Практикум по общей химии. М.: Высшая школа, 1971. – 336 с.
31. Бабич Л.В., Базезин С.А., Гликина Ф.Б., Зак Э.Г., Родионова В.И., Филько А.И. Практикум по неорганической химии. М.: «Просвещение», 1973. – 368 с.
32. Пилипенко А.Т., Починок В.Я., Серета И.П., Шевченко Ф.Д. Справочник по элементарной химии. Киев: Наукова думка, 1985. – 560 с.
33. Гончаров А.И., Корнилов М.Ю. Справочник по химии. – Киев: издательское объединение «Вища школа», 1977. – 304 с.
34. Довідник з хімії для вчителів. За ред. проф. О.І. Астахова. – Київ: «Радянська школа», 1976. – 352 с.

Навчальне видання

*Вакулюк Поліна Василівна
Забава Луція Казимирівна
Бабич Ніна Миколаївна
Бурбан Анатолій Флавіанович*

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

навчально-методичний посібник

Верстка підготовлена до друку в авторській редакції.
За подані матеріали відповідають автори.

Підписано до друку 20.11.2015 р. Формат 60x84/16
Обл.-вид. арк. 9,19. Наклад 300 прим.

Адреса редакційно-видавничого відділу НаУКМА:
вул. Г. Сковороди, 2, м. Київ, 04655,
тел.: (044)463-66-68

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів книжкової продукції серія ДК № 3631 від 23.11.2009

Надруковано у ТОВ «ГЛІФ МЕДІА».
м. Київ, вул. Полупанова, 21, тел./факс: (044) 221-71-75,
свідоцтво про реєстрацію від 24.01.2014, № 10691020000031465

314 Загальна хімія. Навч.-метод. посіб. для студ. ф-тів природн. спец. ун-тів / П. В. Вакулюк, Л. К. Забава, Н. М. Бабич, А. Ф. Бурбан. – К. : НаУКМА, 2015. – 268 с.

ISBN 978-966-2410-69-3

Навчально-методичний посібник рекомендовано для самостійної підготовки до практичних і лабораторних занять з курсу загальної хімії 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.

**УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73**