

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗБІРНИК
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
до лабораторних робіт
з дисципліни «Неорганічна хімія»
для студентів I – го курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

Одеса – 2008

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗБІРНИК
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
до лабораторних робіт
з дисципліни «Неорганічна хімія»
для студентів I – го курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

«Затверджено»
методичною комісією
природоохоронного факультету
протокол № 16 від «16» червня 2008 р.

Одеса – 2008

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Неорганічна хімія» для студентів I-го курсу очної форми навчання, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»; рівень підготовки - бакалаври. / Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2008. – 66 с.

ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Неорганічна хімія» викладається для студентів, що навчаються за напрямом «Водні біоресурси і аквакультура» освітньо-кваліфікаційного рівня – бакалаври, належить до циклу природно-наукової підготовки та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін.

Засвоєння дисципліни «Неорганічна хімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад і будову неорганічних речовин, використовувати основні закони хімії, основи термодинаміки та енергетики хімічних процесів, закони перебігу хімічних реакцій, які відбуваються у гідросфері та біосфері.

Мета збірника методичних вказівок – формування у студентів уявлення про теоретичні основи неорганічної та загальної хімії; надання студентам цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про властивості неорганічних сполук; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням гідросфери та біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук; навчити студентів використовувати теоретичні знання з неорганічної хімії для практичних потреб сучасних фахівців.

Виконання кожної лабораторної роботи проходить наступні стадії:

- теоретична підготовка – засвоєння основних теоретичних положень, базових знань та законів неорганічної хімії;
- вивчення принципу та хімізму даного методу виконання лабораторної роботи;
- ознайомлення з основними приладами та реактивами, які необхідні для виконання даної лабораторної роботи;
- проведення дослідження;
- написання хімічних формул неорганічних речовин та рівнянь хімічних реакцій;
- розрахунки, у результаті яких виходить фактичний матеріал;
- формулювання висновків.

Дані методичні вказівки допоможуть студенту оволодіти основними методами дослідження хімічного складу неорганічних сполук. У цьому разі студент повинен знати:

- Основні поняття і закони неорганічної та загальної хімії.
- Основні класи та номенклатуру неорганічних сполук.
- Хімічні властивості неорганічних сполук.

- Основні типи, номенклатуру, будову та властивості комплексних сполук.
- Основні методи вивчення структури та властивостей неорганічних речовин.
- Роль неорганічної хімії у вирішенні екологічних проблем.
- Основні положення техніки безпеки при роботі з неорганічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- Складати рівняння типових хімічних реакцій.
- Безпомилково записувати хімічні та структурні формули неорганічних сполук.
- Класифікувати неорганічні сполуки та користуватися міжнародною номенклатурою.
- Визначати найбільш ймовірні властивості речовин на основі їх елементного складу та структури.
- Використовувати основні закони хімічної стехіометрії.
- Розв'язувати розрахункові завдання неорганічної та загальної хімії.
- Користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.
- Застосувати теоретичні знання з неорганічної хімії для розуміння закономірностей розвитку навколишнього середовища.

Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт

При проведенні лабораторних робіт необхідно ретельно дотримуватися правил техніки безпеки.

Необхідно стежити за вентиляцією лабораторії і у витяжній шафі, не допускати роботи при поганій вентиляції.

В лабораторії у доступному місці встановлюють аптечку, в якій мають бути вата, бинти, розчин борної кислоти H_3BO_3 (2%), йодна настойка, розчин оцтової кислоти CH_3COOH (2%), лейкопластир, мазь від опіків, розчин двовуглекислої соди Na_2CO_3 (5%), нашатирний спирт NH_4OH , пінцет, ножиці, склянка для промивання очей тощо.

Робота зі скляним посудом.

- Хімічний посуд треба тримати обережно, не стискаючи його сильно руками для запобігання можливого поранення; мити хімічний посуд треба теж обережно йоршами, щоб не пробити дно або стінки.
- При невеликих порізах склом, треба обережно вилучити осколки, змити кров навколо ранки ватним тампоном, змазати йодом та зав'язати бинтом, або заклеїти лейкопластирем.
- При глибоких артеріальних порізах після вилучення скла треба міцно перев'язати руку вище порізу джгутом, витерти кров навколо рани, накласти кілька шарів стерильної марлі, потім товстий шар гігроскопічної вати та викликати лікаря.

Робота з хімічними реактивами. Випадки отруєння хімічними реактивами у лабораторії надзвичайно рідкісні, але не виключені, тому необхідно знати прийоми надання першої допомоги до прибуття лікаря.

- При роботі з рідкими кислотами треба пам'ятати, що вони можуть спричинити важкі хімічні опіки, що погано гояться. Розбавляти кислоти потрібно лише певним чином – *лити кислоту у воду*, та ніколи не навпаки. При попаданні сильної кислоти на тіло слід обмити пошкоджене місце спочатку великою кількістю води під проточним струменем з крану, а потім – 5% розчином двовуглекислого натрію (соди).
- При опіці лугами також треба обмити вражене місце великою кількістю проточної води з крану, а вже потім – 2% розчином оцтової кислоти. Розбавляти концентрований розчин лугу треба таким же чином, що й кислоту – *лити луг у воду*, та ніколи не навпаки. При розчиненні лугів у воді спостерігається сильне розігрівання, тому луги треба розчиняти у фарфоровому товстостінному посуді – спочатку концентровані розчини, а після охолодження розбавити до потрібної концентрації.
- При попаданні у рот лужного розчину порожнину рота промивають спочатку водою, а потім 2% розчином борної кислоти до усунення мильного присмаку у роті і знову водою. Потім порожнину рота змазують харчовим жиром.

- Якщо у порожнину рота попав розчин азотнокислого срібла, необхідно промити порожнину рота великою кількістю розчину хлористого натрію.
- При отруєнні хімічними реактивами необхідно ввести потерпілому у шлунок відповідні речовини: при отруєнні кислотами – мильна вода, магnezія, сода, вапнякова вода, молоко, рідке мучне тісто, слизисті відвари; лугами – лимонна кислота або 5% оцтова. При отруєнні солями вводять у шлунок яєчний білок, велику кількість молока. При отруєнні йодом – крохмаль з водою, в'язучі настойки, міцний чай або кофе.
- Треба завжди пам'ятати, що при наповненні піпетки будь-яким розчином, необхідно користуватись гумовою грушею.
- Роботу зі шкідливими, отруйними та легко летючими речовинами слід проводити у витяжній шафі.

Робота з нагрівальними приладами.

- Нагрівальні прилади не можна оставляти без нагляду, їх необхідно встановлювати на спеціальні ізоляційні підкладки.
- Нагрітий посуд або інші предмети треба брати спеціальними щипцями (канцер), колботримачем або просто рушником.
- У приміщенні лабораторії завжди повинні знаходитись протипожежні засоби: азбест, пісок, вогнегасник, кошма. Водою можна гасити тільки такі речовини, що розчиняються у воді або важчі за неї. Масло, бензин, керосин гасити водою неприпустимо.
- При опіках 1-го ступеня (почервоніння шкіри) користуються спеціальними мазями від опіків. При опіках 2-го ступеня (пухирі на шкірі) вражене місце треба обробити розчином марганцевокислого калію або розчином таніну. При опіках 3-го ступеня (руйнування тканини шкіри) треба покрити вражене місце стерильною пов'язкою та викликати лікаря.

Робота з електроприладами.

- В хімічній лабораторії краще використовувати електричну плитку із закритою спіраллю; під плитку треба підкладати азбестову ковдру чи керамічну або мармурову підставку.
- При роботі з електроплиткою, освітлювальними або іншими електричними приладами слід ретельно ізолювати проводи, не допускати потрапляння на них води, іскріння; усі несправності слід усувати при вимкненій електричній мережі.
- Студентам забороняється усувати несправності самостійно – слід тільки вказати на несправність викладачу або працівнику лабораторії.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

Для успішного виконання лабораторних робіт кожен студент, який працює в лабораторії, зобов'язаний тримати своє робоче місце в чистоті й порядку. Приступаючи до роботи, необхідно ознайомитись з методичними вказівками, з лабораторним устаткуванням та його принципом дії, знати властивості хімічних речовин і методи безпечної роботи з ними. Користуватися можна тільки реактивами, які мають етикетки та розміщуються на полиці робочого стола.

ПОРЯДОК РОБОТИ

1. Всі роботи в лабораторії повинні проходити тільки у присутності викладача.
2. В лабораторії кожний студент повинен працювати самостійно, користуючись методичними вказівками та звертаючись, якщо потрібно, за консультацією до викладача.
3. Кожний студент повинен вести журнал лабораторних робіт, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту.
4. Не приступати до проведення наступного досліду, не записавши в журналі результати попереднього.
5. Не починати досліду, поки не перевірена наявність всього необхідного для нього (посуд, прилади, реактиви).
6. При роботі точно виконувати порядок та послідовність операцій, зазначених у методичних вказівках. Уважно стежити за ходом досліду.
7. Ніколи не оставляти діючий лабораторний прилад без нагляду.
8. Без дозволу викладача не проводити дослідів, не зазначених у методичних вказівках.
9. Після виконання роботи помити лабораторний посуд та упорядкувати робоче місце.

Питання для самостійної перевірки студентів

виконання правил техніки безпеки при роботі у хімічній лабораторії

1. Як правильно визначити запах хімічної речовини?
2. Як правильно наповнити піпетки рідкими небезпечними речовинами?
3. Чи можна на лабораторному столі випарювати органічні розчинники?
4. Яку небезпеку для працюючого становлять розчини концентрованих кислот та луг, а також тверді луги та пари кислот?
5. Як розбавляють розчини концентрованих сірчаної та азотної кислот? Чи можна воду додавати до кислоти? Чому?
6. Що треба зробити, якщо на руки чи на одяг попав концентрований розчин кислоти або лугу?

7. З якими нагрівальними приборами можна працювати, якщо маєш справу з вогненебезпечними чи легкогорючими речовинами? Що треба зробити перш, ніж починати працювати з електричними приборами?
8. Як правильно нагрівати тверді та рідкі речовини у хімічному посуді? Чому небезпечно нагрівати нижню частину пробірки з рідиною над відкритим вогнем?
9. Як правильно тримати пробірку з рідиною при нагріванні?
10. Які міри першої допомоги при термічних обпаленнях шкіри?
11. Які міри приймають при пораненнях або порізах склом?
12. Які міри першої необхідності приймають при виникненні пожегу?
13. Що необхідно зробити при отруєнні парами небезпечних речовин?
14. Як призводять виділення отрути з організму при шлункових отруєннях?
15. Чи можна студентам самостійно виправляти несправності електричних та інших приладів у лабораторії?
16. Що необхідно зробити по закінченні лабораторної роботи?

Лабораторна робота №1

Тема: «Зважування на терезах»

Теоретична частина

Необхідною приналежністю хімічної лабораторії є терези. Тому вміння правильно користуватися ними потрібно від кожного, хто працює в лабораторії. Звичайно при виконанні лабораторних робіт буває достатньо використовувати технохімічні терези. Точність зважування на таких терезах дорівнює 0,01г. Їх часто застосовують при синтетичних роботах, для зважування вхідних речовин та отриманих продуктів. Для більш точного зважування, яке необхідне при аналітичних роботах, застосовують аналітичні терези, точність зважування яких дорівнює 0,0001г.

Основною частиною як технохімічних, так й аналітичних терезів (мал. 1 а,б) є колонка з коромислом (5). На коромислі є три призми: одна з них знаходиться посередині коромисла та її ребро спирається о колонку; дві інші – на кінцях коромисла – до них за допомогою дужок підвішуються чаші терезів (4). В аналітичних терезах призми зроблені з агату, в технохімічних – з нержавіючої сталі.

Щоб охоронити ребра призм від зношування, терези мають аретир. Аретир вводиться в дію за допомогою колеса (3). У непрацюючому стані терезів аретир поворотом колеса піднімається догори та піднімає коромисло так, що призми не торкаються колонки, а дужки висять не на коромислі, а на аретирі. Поворотом колеса аретиру в зворотному напрямі терези приводяться у працюючий стан.

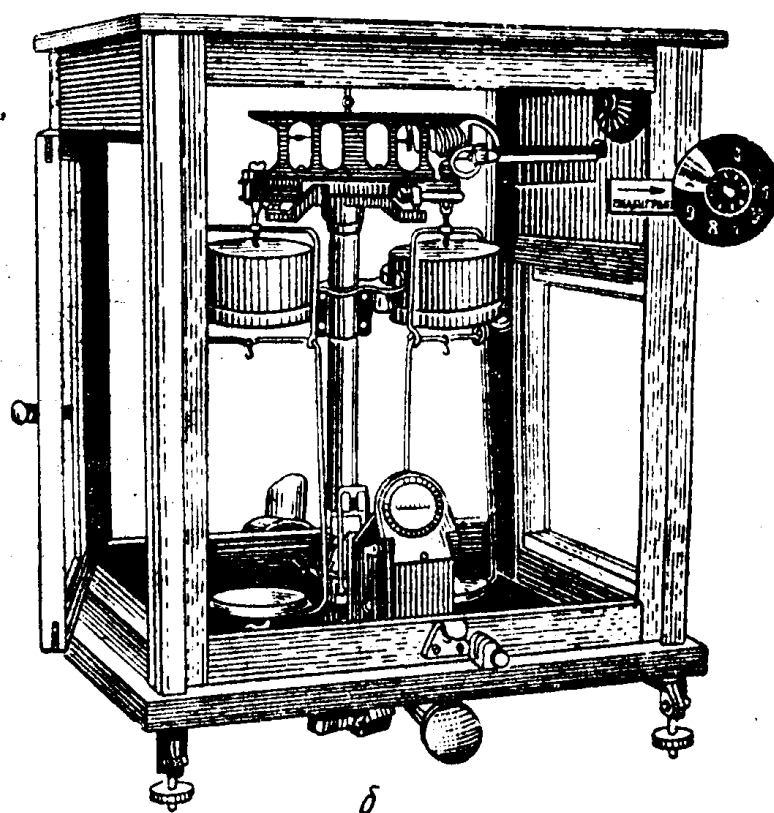
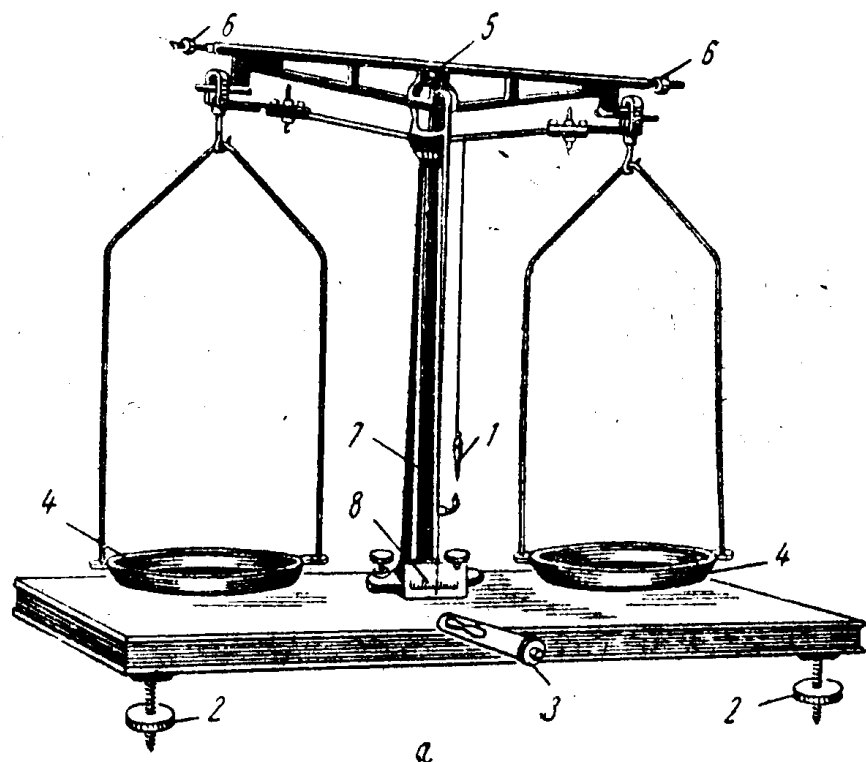
На кінцях коромисла є регулюючі гвинти (6), за допомогою яких до початку зважування терези можна відрегулювати (тобто врівноважити). Терези знаходяться у стані рівноваги, якщо стрілка (7), що прикріплена до коромисла, відклоняється вправо та вліво від середньої (нульової) риски шкали (8) на однакову кількість розподілів.

Неможна ставити на чаші терезів гарячі або дуже охолоджені предмети та реактиви. Предмети та речовини, які зважують, повинні мати кімнатну температуру.

Речовини, що зважують, поміщають у спеціальний посуд – на часове скло, у хімічну склянку, у бюкс або на папірець – та ніколи не кладуть безпосередньо на чаші.

Класти предмети та реактиви на чаші терезів, або знімати з них, можна тільки при піднятому аретирі (тобто у непрацюючому стані терезів)!

В одній лабораторній роботі усі зважування повинні проводитись на одних й тих же терезах та з одним набором важків. Набір звичайно складається з важків певної маси: 100, 50, 20, 20, 10, 5, 2, 2, 1 грамів та 500, 200, 100, 100, 50, 20, 10 міліграмів.



Мал.1. Технохімічні терези (а):
 1 – схил; 2 – настановні гвинти (гвинтові ніжки); 3 – аретир; 4 – чаші;
 5 – коромисло; 6 – регулювальні гвинти; 7 – стрілка; 8 – шкала.
 Аналітичні терези марки АДТ-200 (б).

Перед зважуванням слід перевірити за допомогою схилу (1), чи знаходяться терези у горизонтальному положенні. Якщо – ні, то неправильність їх регулювання можна усунути підкрутивши гвинтові ніжки (2). Потім перевіряють, чи знаходяться терези у стані рівноваги. Поворотом колеса (3) опускають аретир, щоб привести їх у працюючий стан. Тоді стрілка (7) почне гойдатися – при правильному регулюванні терезів її відхилення від нульової риски на шкалі (8) вправо та вліво повинні бути однаковими. Якщо відхилення стрілки різні, то насамперед треба перевірити чистоту чашок (4), коромисла (5), та гвинтів (6). Якщо забруднення немає та відхилення не дуже відрізняються, неточність можна виправити за допомогою регулюючих гвинтів (6). Але, якщо різниця дуже велика, треба звернутись за допомогою до викладача або лаборанта – ні в якому разі студентам не можна усувати несправність самостійно!

Основні правила роботи з технохімічним терезами:

1. Предмет (або реактив), що зважують треба класти на ліву чашу терезів, а важки – на праву.
2. Важки беруть із шухлядки тільки пінцетом та кладуть на чашу терезів, або з чаші повертають важки до шухляди – на стіл їх класти не можна.
3. Слід починати з більших важків. Якщо важок занадто великий, його знімають (повертають у шухляду) та беруть інший меншої маси. Якщо важок виявився занадто легким, то, не знімаючи його, додають наступний по масі.
4. На кінець зважування вказує відхилення стрілки на однакову кількість розподілів, або знаходження стрілки точно на нульовій відмітці.
5. Для підрахунку маси предмета, що зважують, спочатку записують ціну поділу важків, не знімаючи їх з чаші, а потім переносячи їх до шухляди. Ретельно перевіряють запис та підраховують.
6. По закінченні роботи перевірте, чи прибрані у шухляду важки та пінцет, чи не забруднені чаші, чи піднятий аретир – робоче місце повинне бути у порядку.

Аналітичні терези поміщаються у спеціальну шафку з дверцятами, які відчиняються. Шафка захищає терези від пилу та рухів повітря, при яких неможливе точне зважування. Аналітичні демпферні терези (АДТ-200) мають спеціальне пристосування – демпфер, який швидко припиняє коливання чаш. При роботі з аналітичними терезами зважування з точністю до 1г проводиться також, як й на технохімічних терезах, тобто за допомогою важків (спеціальний набір у шухляді, який вміщує важки тільки масою у грамах). Десяті (0,1г) та відсоткові (0,01г) долі грама визначаються за допомогою спеціального пристосування для опускання на коромисло терезів важків масою від 10мг до 990мг.

Порядок зважування на аналітичних терезах АДТ-200.

- Включити в електричну мережу освітлювач вейтографа (спеціальне оптичне пристосування для відліку положення стрілки терезів по шкалі).
- Відрегулювати положення нульової точки терезів. Для цього при закритих дверцятах шафки обережно повертають колесо аретиру до кінця. При переводі терезів у працюючий стан автоматично включається лампочка освітлювача. На екрані вейтографа з'являється зображення мікрошкали, яке переміщується вздовж екрана. Коли переміщення закінчиться, нуль шкали повинний збігтися з вертикальною лінією на екрані вейтографа. Якщо – ні, то обережно повертають головку регулювального гвинта, який знаходиться на нижній панелі терезів, та домагаються збігу нуля з вертикальною лінією.
- Переконавшись, що терези працюють правильно, починають зважування. Предмет, що зважують кладуть на ліву чашу терезів, а на праву – важки. Таким чином проводять зважування з точністю до 1г.
- Для визначення десятків (0,1г) та відсотків (0,01г) грама застосовують пристрій для розташування на терези дрібних важків. Поворотом зовнішнього диска наважують на коромисло терезів важки масою у десяти долі грама (0,1г), а поворотом внутрішнього диска – важки масою у відсотки граму (0,01г). Кожний раз треба перевіряти у який бік відхиляється стрілка. Таким чином проводять зважування з точністю до 0,01г.
- Тисячні (0,001г) та десятитисячні (0,0001г) долі граму визначають за відхиленням стрілки від нульової точки на освітленій шкалі вейтографа. Для цього повертають до кінця колесо аретиру та, дочекавшись припинення колювання стрілки, роблять відлік відхилення вертикальної лінії освітленого екрана від нуля шкали. Кожний крупний розподіл шкали відповідає 0,001г, а кожний дрібний розподіл шкали – 0,0001г. Відхилення можуть мати як позитивне, так й негативне значення. У першому разі величину відхилення треба додавати до сумарної маси всіх важків, а у другому разі – відняти від сумарної маси.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: вивчити пристрій та правила зважування на технохімічних та аналітичних терезах; навчитись правильно ними користуватися.

Прилади та реактиви: технохімічні терези, аналітичні терези марки АДТ-200, набори важків до них, спеціальний хімічний посуд для зважування, шпателі, бюкси з кристалічними солями $K_2Cr_2O_7$, $NaCl$, $CuSO_4$.

Завдання №1: Застосовуючи правила, які надані у теоретичній частині, зважити на технохімічних терезах сіль масою а) 2,67г; б) 1,38г; в) 3,25г; г) 2,43г. Ретельно записати хід виконання. Зробити висновок про точність зважування (похибку зважування) на технохімічних терезах.

Завдання №2: Застосовуючи правила, які надані у теоретичній частині, зважити на аналітичних демпферних терезах марки АДТ-200 сіль масою а) 1,6374г; б) 2,4385г; в) 3,2755г; г) 2,1643г. Ретельно записати хід виконання. Зробити висновок про точність зважування (похибку зважування) на аналітичних терезах.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Чи вірно ствердження: маса речовини, зваженої на технохімічних терезах дорівнює 3,472г. Чому?
2. Яка основна частина як технохімічних, так й аналітичних терезів?
3. Який прилад допомагає охоронити ребра призми від зношування?
4. За допомогою якого пристрою аретир вводиться в дію?
5. Коли можна класти на чаші терезів важки та предмет, що зважують: якщо аретир піднятий чи опущений?
6. Яку роль виконують демпфери при зважуванні на аналітичних демпферних терезах марки АДТ-200?
7. За допомогою якого пристрою визначають тисячні та десятитисячні частки грама при зважуванні на терезах марки АДТ-200?
8. Де більше відносна похибка зважування двох наважок: 2г чи 15г?
9. При якій температурі можна зважувати предмети або реактиви?
10. На яку чашу терезів можна класти предмети та реактиви, та на яку – важки?
11. У якому посуді можна зважувати реактиви?
12. Чи можна діставати важки із шухляди руками?
13. Як встановити рівновагу терезів?
14. Яка точність зважування на технохімічних терезах?
15. Яка точність зважування на аналітичних терезах?

Індивідуальне завдання до лабораторної роботи

№ варіанту	<u>Завдання 1</u> Визначити відсотковий вміст елементів, що складають речовину, хімічна формула якої:	<u>Завдання 2</u>
1	$Al_2(SO_4)_3$	Виведіть молекулярну формулу масляної кислоти, яка вміщує (по масі) 54,5% вуглецю, 36,4% кисню та 9,1% водню. Щільність її пари за воднем

		$D(H_2) = 44.$
2	$Fe_3(PO_4)_2$	Виведіть молекулярну формулу речовини, що вміщує (по масі) 93,75% вуглецю та 6,25% гідрогену, якщо щільність цієї речовини за повітрям $D(пов.) = 4,41.$
3	$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (по масі) 26,53% К; 35,37% Сг; 38,10% О.
4	Na_3PO_4	Газоподібна сполука нітрогену з гідрогеном вміщує 12,5% (мас.) гідрогену. Щільність сполуки за воднем $D(H_2) = 16.$ Виведіть молекулярну формулу речовини.
5	$AlPO_4$	Виведіть простішу формулу кристалогідрату бури, яка вміщує (по масі) 12,05% Na; 11,35% B; 71,32% O; 5,28% H.
6	K_2SiO_3	Масова частка хлору у хлориді фосфору складає 77,5%. Визначити простішу формулу.
7	$Ca(OH)_2$	Виведіть молекулярну формулу мінералу, який вміщує (по масі) 36,8% феруму; 31,6% кисню та 31,6% титану. Щільність її пари за воднем $D(H_2) = 151.$
8	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (по масі) 43,4% Na, 11,3% С, 45,3% О.
9	$Fe(HSO_4)_2$	Виведіть молекулярну формулу речовини, яка вміщує (по масі) 39,14% вуглецю, 52,16% кисню та 8,7% гідрогену. Щільність її пари за воднем $D(H_2) = 46.$
10	$PtCl_2 \cdot 4H_2O$	Найдіть простішу формулу оксиду ванадію, якщо 2,73г оксиду вміщують 1,53г ванадію.
11	NH_4NO_3	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (по масі) 29,1% натрію, 40,5% сірки, 30,4% кисню.
12	$Al(NO_3)_3$	Розрахуйте, скільки грамів барію вміщується у 100г сульфату барію $BaSO_4.$

13	CuOHNO_3	Визначити атомну масу п'ятивалентного елемента, якщо оксид цього елемента вміщує 74,1% кисню.
14	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу сполуки бору з воднем, якщо вміст бору у сполуці становить 78,2% (за масою).
15	$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Простіша формула гідрозину NH_2 . Найдіть його молекулярну формулу, якщо густина пари гідрозину за повітрям $D_{(\text{пов.})} = 1,1$.
16	KMnO_4	Розрахуйте, скільки кілограмів феруму вміщується у 1 т сірчаного колчедану (FeS_2), якщо домішок - 15% .
17	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу оксиду хрому, якщо вміст хрому в оксиді = 68,4% (за масою).
18	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Розрахуйте відсотковий вміст кристалічної води у дигідраті хлориду барію $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
19	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу оксиду нітрогену, якщо вміст (за масою) нітрогену 25,93%, а кисню 74,07%.
20	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 25% водню та 75% вуглецю.
21	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 34,42% феруму та 65,58% хлору.
22	$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 93,09% аргентуму та 6,91% кисню.
23	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 34,6% натрію, 23,3% фосфору та 42,1% кисню.
24	$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 45,95% аргентуму та 54,05% йоду.
25	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Найдіть простішу формулу речовини, яка вміщує (за масою) 33,33% натрію, 20,29% нітрогену та 46,38% кисню.
26	CaOHCl	Найдіть простішу формулу кислоти, яка вміщує (за масою) 2,2% водню; 55,7% йоду та 42,1% кисню.

27	$\text{Al}(\text{OH})_3$	Найдіть простішу формулу солі, яка вміщує (по масі) 24,7% калію, 34,8% мангану та 40,5% кисню.
28	CaSO_4	Найдіть простішу формулу кислоти, яка вміщує (по масі) 1,59% гідрогену; 22,22% нітрогену та 76,19% кисню.
29	$\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Визначте молекулярну формулу речовини, яка вміщує (по масі) 85,7% карбону та 14,3% гідрогену. Щільність пари речовини за воднем $D(\text{H}_2) = 14$.
30	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Найдіть простішу формулу речовини, до складу якої входить 20% гідрогену та 80% вуглецю. Молекулярна маса речовини $M = 30$ г/моль.

Лабораторна робота №2

Тема: «Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню»

Теоретична частина

Хімічним еквівалентом речовини називають деяку умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній реакції сполучається або заміщує 1 моль атомів гідрогену або 8 моль атомів кисню. Більша частина елементарних речовин взаємодіє або з гідрогеном, або з киснем, або з ними разом. Тому еквіваленти гідрогену та кисню прийняті у якості вихідних при розрахунках хімічних еквівалентів інших речовин, що з ними взаємодіють.

Закон еквівалентів: маси речовин, що взаємодіють між собою без остатку (н. у.), прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{ekv1}}{M_{ekv2}}$$

Об'єми газів, що реагують між собою при постійних температурі та тиску без остатку (н. у.), прямо пропорційні об'ємам їх еквівалентів

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{ekv1}}{V_{ekv2}}$$

У хімічній практиці буває так, що одна з реагуючих речовин знаходиться у твердому агрегатному стані, а інша речовина – у газоподібному; тоді закон еквівалентів для цього випадку (н. у.) можна виразити таким чином:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{ekv1}}{V_{ekv2}}$$

Молярна маса еквіваленту речовини [г-екв/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{\text{екв.}}(\text{речовини}) = f_{\text{екв.}}(\text{речовини}) \times M(\text{речовини}).$$

Молярний об'єм еквіваленту газу [л/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

$$V_{\text{екв.}}(\text{газу}) = f_{\text{екв.}}(\text{газу}) \times V_M(\text{газу}) = f_{\text{екв.}}(\text{газу}) \times 22,4.$$

Кількість речовини еквіваленту [моль] – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента:

$$\eta_{\text{екв.}} = \frac{m}{M_{\text{екв.}}}$$

Якщо речовина газоподібна, то кількість речовини її еквіваленту [моль] – це відношення об'єму речовини до молярного об'єму еквіваленту газу:

$$\eta_{\text{екв.}} = \frac{V}{V_{\text{екв.}}}$$

Фактор еквівалентності речовини є число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на їх валентність:

$$f_{\text{екв.}}(\text{прост. реч.}) = \frac{1}{n(\text{ат}) \times B}$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Zn}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$.

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів кисню на їх валентність: $f_{\text{екв.}}(\text{оксид.}) = \frac{1}{n(\text{O}) \times B(\text{O})}$.

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{MnO}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$.

Фактор еквівалентності гідроксидів дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості іонів OH⁻): $f_{\text{екв.}}(\text{гідроксид.}) = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$.

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{NaOH}) = 1$.

Фактор еквівалентності кислот дорівнює оберненій величині їх основності (кількості іонів H⁺ у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал): $f_{\text{екв.}}(\text{кислот}) = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$.

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$; $f_{\text{екв.}}(\text{HNO}_3) = 1$.

Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступень окислення металу: $f_{\text{екв.}}(\text{солі}) = \frac{1}{n(\text{Met}) \times B(\text{Met})}$.

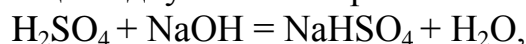
Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$.

Фактор еквівалентності для більшості простих і складних речовин, а отже й еквівалент, є змінними величинами і визначаються за рівняннями відповідних хімічних реакцій.

Наприклад: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

У цій реакції 2 іона H^+ заміщуються на 2 іона Na^+ , тому $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$.

А якщо реакція відбувається за рівнянням



то $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$, та $f_{\text{екв.}}(\text{NaHSO}_4) = 1$, тому що тільки 1 іон H^+ заміщуються на 1 іон Na^+ .

У рівнянні хімічної реакції $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$ та $f_{\text{екв.}}(\text{CuCl}_2) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$.

А якщо реакція відбувається за рівнянням $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$,

то: $f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1$ та $f_{\text{екв.}}(\text{CuOHCl}) = 1$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

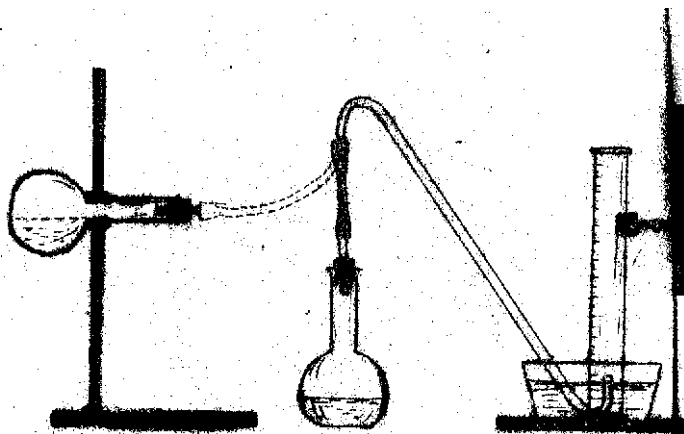
Мета роботи: за результатами експерименту визначити молярну масу еквіваленту металу за об'ємом витисненого їм водню з розчину соляної кислоти.

Прилади та реактиви: прибор для визначення еквіваленту металу; аналітичні або технохімічні терези та різноважки; термометр, барометр, фільтрувальний папір; бюкс з металевою стружкою або порошком (х. ч.); склянка з 4н. розчином соляної кислоти (HCl), мірний циліндр.

Хід визначення.

Прилад складається з колби, об'ємом 150мл, відвідної трубки, кристалізатора та евдіометра (приладу для визначення об'єму водню), який закріплений у штативі.

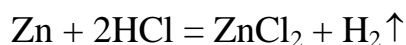
У колбу за допомогою мірного циліндру наливають 15-20мл розбавленої соляної кислоти (HCl) так, щоб не намочити горличко колби.



Мал.2. Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента метала за об'ємом витисненого водню.

На аналітичних або технохімічних терезах зважують навішення металевої стружки або порошку (Zn), яке близько до 0,1г. Це навішення цинку поміщають на стінку горличка колби, яке попередньо було протерте шматочком фільтрувального паперу. Колба при цьому повинна знаходитись у горизонтальному положенні. Відвідна трубка одним кінцем за допомогою пробки герметично сполучається з колбою, а інший кінець її підводиться під евдіометр. Евдіометр попередньо заповнюють водою, рівень якої встановлюють поблизу нульової відмітки у верхній частині евдіометру або точно на нуль.

Точно відмічають рівень води в евдіометрі (a_1 , мл), потім різко повертають колбу у вертикальне положення так, щоб навішення цинку попало у кислоту. Відбувається хімічна реакція, в результаті якої виділяється водень (H_2), що надходить відвідною трубкою та витісняє воду з евдіометра.



Після закінчення реакції:

- відмічають кінцевий рівень води в евдіометрі – a_2 (мл) та знаходять об'єм водню, що виділився, за формулою: $V(H_2) = a_2 - a_1$ (мл);
- лінійкою заміряють висоту стовпчика води, що осталась в евдіометрі, від рівня води у кристалізаторі до рівня води в евдіометрі, – h_2 (мм);
- по барометру, що знаходиться у лабораторії, відмічають атмосферний тиск – $P_{атм.}$ (мм рт. ст.);
- відмічають температуру під час досліду по термометру, що знаходиться у лабораторії - $t^\circ C$;
- у таблиці (додаток №1), знаходять значення тиску водяної пари при температурі досліду – h_1 (мм рт. ст.).

Результати вимірювань зводять у таблицю:

m (Zn), мЛ	a ₁ , мЛ	a ₂ , мЛ	V(H ₂), мЛ	h ₂ , мм	h ₁ , мм	P _{атм.} , мм рт. ст.	t°С

Розрахунки:

Отримані дані та формулу об'єднаного газового закону Бойля – Маріотта і Гей – Люссака використовують для розрахунку об'єму водню за нормальних умов:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \Rightarrow V_0(H_2) = \frac{PVT_0}{P_0T} = \frac{(P_{атм.} - h_1 - (h_2/13,6)) \times V(H_2) \times 273}{760 \times (273 + t^\circ C)},$$

де: 13,6 – щільність ртуті.

Використовуючи закон еквівалентів (н. у.), отримаємо значення молярної маси еквіваленту цинку:

$$M_{екв.}(Zn) = \frac{m(Zn) \times V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)}.$$

Розрахунок похибки досліду:

Відносну похибку досліду у відсотках розраховують за формулою:

$$\Pi = \frac{|M_{екв}(Zn)_{теор.} - M_{екв}(Zn)_{експ.}|}{M_{екв}(Zn)_{теор.}} \times 100\%,$$

де: M_{екв.}(Zn)_{теор.} – молярна маса еквіваленту цинку, розрахована теоретично за формулою для простої речовини (г-екв/моль);

M_{екв.}(Zn)_{експ.} – молярна маса еквіваленту цинку, розрахована за результатами експерименту (г-екв/моль).

**Запишіть кінцевий результат з урахуванням похибки досліду.
Зробіть висновок.**

Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Що називають еквівалентом речовини?
2. Сформулюйте закон еквівалентів.
3. За яких умов справедливий закон еквівалентів?
4. Що називають фактором еквіваленту речовини?
5. Як розрахувати фактор еквіваленту простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?
6. Як розрахувати молярну масу еквіваленту речовини та еквівалентний об'єм газоподібної речовини?
7. Чому дорівнює кількість речовини еквіваленту?

8. Фактор еквіваленту є постійною чи змінною величиною? Від яких факторів залежить значення еквіваленту речовини?
9. Одна й та ж кількість металу сполучається з 0,2г окисену та з 3,17г галогену. Визначити молярну масу еквіваленту галогену.
10. На нейтралізацію 2,45г кислоти потрібно витратити 2г гідроксиду натрію (NaOH). Визначити молярну масу еквіваленту кислоти.
11. 1,6г кальцію (Ca) та 2,61г цинку (Zn) витісняють з кислоти однакову кількість водню (H₂). Розрахуйте молярну масу еквіваленту цинку, якщо молярна маса еквіваленту кальцію дорівнює 20г-екв/моль.
12. При взаємодії 5,95г деякої речовини з 2,75г соляної кислоти (HCl) отримали 4,4г солі. Розрахуйте молярні маси еквіваленту цієї речовини та солі, яку отримали.
13. 1г деякого металу сполучається з 8,89г бромом та з 1,73г сірки. Розрахуйте молярні маси еквіваленту бромом та металу, якщо молярна маса еквіваленту сірки дорівнює 16г-екв/моль.
14. Маса 1л кисню (O₂) дорівнює 1,4г. Скільки літрів кисню витрачається при згорянні 21г магнію, фактор еквіваленту якого $= \frac{1}{2}$.
15. Розрахуйте атомну масу двовалентного металу та визначте, який це метал, якщо 8,34г металу окислюються 0,68л кисню (O₂). Умови нормальні.

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи

- а) розрахуйте фактор еквіваленту ($f_{\text{екв}}$) речовини та підкресленого елемента; розрахуйте молярну масу еквіваленту цієї-ж речовини ($M_{\text{екв}}$);
- б) розрахуйте об'єм еквіваленту газоподібної речовини ($V_{\text{екв}}$);
- в) розрахуйте кількість речовини еквіваленту даної речовини ($\eta_{\text{екв}}$), якщо дана її маса (m).

№ варіанту	а) Формула речовини	б) Формула газоподібної речовини	в) Формула речовини та її маса (г)
1	<u>Cu</u> (OH) ₂	NH ₃	H ₂ SO ₄ , 49
2	H ₂ <u>Si</u> O ₃	O ₂	CuSO ₄ , 159,5
3	<u>Ca</u> SO ₄	CO ₂	Ca(OH) ₂ , 37
4	Na <u>H</u> SO ₄	CO	NaOH, 120
5	Na ₂ <u>H</u> PO ₄	H ₂ S	Fe(OH) ₃ , 107
6	<u>Mg</u> OHCl	HCl	Na ₂ CO ₃ , 159
7	Mg <u>C</u> l ₂	H ₂	CH ₄ , 4
8	<u>Mg</u> (OH) ₂	CH ₄	HCl, 73
9	<u>K</u> OH	Br ₂	CuCl ₂ , 134,5

10	<u>Al</u> (OH) ₃	SO ₂	MgSO ₄ , 120
11	Na ₃ <u>P</u> O ₄	F ₂	NH ₃ , 17
12	H ₂ <u>C</u> O ₃	NO	CO ₂ , 22
13	Al(OH) ₂ <u>Cl</u>	HBr	AlCl ₃ , 89
14	<u>Ca</u> (NO ₃) ₂	NO ₂	H ₃ PO ₄ , 65,3
15	<u>Fe</u> (OH) ₃	N ₂ O	H ₂ S, 17
16	H ₃ <u>P</u> O ₄	Cl ₂ O ₇	Al(OH) ₂ Cl, 100
17	NaH ₂ <u>P</u> O ₄	HF	FeCl ₃ , 50
18	<u>Fe</u> Cl ₃	Cl ₂	H ₂ CO ₃ , 25
19	Fe(<u>O</u> H) ₂	SO ₃	Na ₃ PO ₄ , 36
20	Na <u>H</u> S	N ₂	Al(OH) ₃ , 250
21	<u>Fe</u> ₂ O ₃	PH ₃	MgCl ₂ , 160
22	<u>Ca</u> O	N ₂ O ₅	MgOHCl, 36
23	<u>K</u> ₂ S	Br ₂ O ₇	Na ₂ Cr ₂ O ₇ , 120
24	Na ₂ <u>Cr</u> ₂ O ₇	H ₂ O	H ₃ PO ₄ , 98
25	<u>N</u> H ₃	C ₂ H ₆	Fe(OH) ₂ , 90
26	Al(<u>N</u> O ₃) ₃	OF ₂	KOH, 112
27	Al ₂ (<u>S</u> O ₄) ₃	SiF ₄	N ₂ O ₅ , 150
28	N ₂ O ₅	HF	HNO ₃ , 280
29	<u>Cl</u> ₂ O ₇	NH ₃	NaHS, 100
30	<u>H</u> NO ₃	C ₂ H ₄	Fe(OH) ₃ , 210

Лабораторна робота №3 Тема: «Класифікація неорганічних сполук»

Теоретична частина

Усі неорганічні речовини за складом поділяються на прості та складні. Серед простих речовин розрізняють метали та неметали.

Метали – це сполуки, характерною фізичною властивістю яких є високі тепло- та електропровідність, пластичність, металічний блиск, а характерною хімічною властивістю – здатність віддавати свої валентні електрони, перетворюючись при цьому в позитивно заряджені іони (катіони).

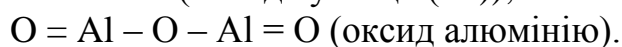
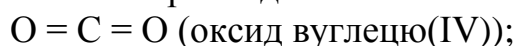
Неметали – це сполуки, що мають лише незначні металічні ознаки, або не мають їх зовсім. У своїй більшості фізичні властивості неметалів – це низька тепло- та електропровідність, крихкість, відсутність металічного блиску. У хімічному відношенні для неметалів характерно приєднувати валентні електрони інших елементів, перетворюючись у негативно заряджені іони (аніони). До неметалів належать 22 елементи: H, He, B, C,

N, O, F, Ne, Si, P, S, Cl, Ar, As, Se, Br, Kr, Te, I, Xe, At, Rn. Всі інші елементи у періодичній системі елементів ім. Д.І.Менделєєва – метали.

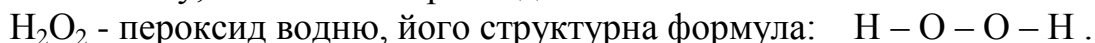
У результаті хімічних перетворень із простих речовин можна отримати складні сполуки – оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі – які за функціональними ознаками є найважливішими класами неорганічних сполук.

ОКСИДИ

Оксидами називають сполуки, що складаються з атомів двох елементів, один з яких є кисень у ступені окислення -2. В оксидах атоми кисню сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані безпосередньо між собою. Наприклад:

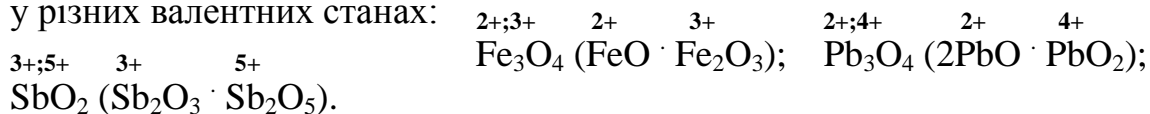


Сполуки елементів з киснем, в молекулах яких існує зв'язок між атомами кисню, називають пероксидами:

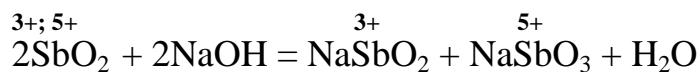
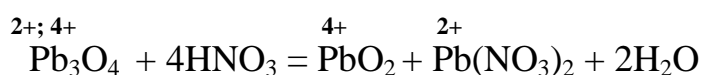


Ступінь окислення кисню в пероксидах -1. Пероксиди металів (наприклад: Na_2O_2 ; CaO_2 ; BaO_2) належать до класу солей.

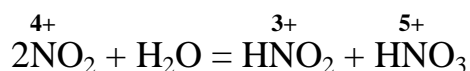
Існує група складних оксидів. До їх складу входять атоми елементів у різних валентних станах:



Поведінка цих сполук у реакціях подібна поведінці сумішей простих оксидів, що їх утворюють, наприклад:



Аналогічно поведуть себе окремі прості оксиди неметалів (NO_2 ; ClO_2), наприклад:



За своїми хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні. Інших дуже мало. Солетворних оксидів більшість, вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

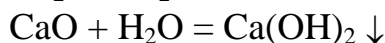
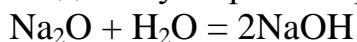
ОСНОВНІ ОКСИДИ

Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До них належать тільки оксиди лужних, лужноземельних металів, та всіх інших

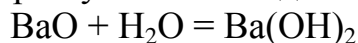
металів у нижчих ступенях окислення (+1, +2, рідше +3). У звичайному стані всі основні оксиди – тверді сполуки.

Хімічні властивості основних оксидів

I. Взаємодія з водою з утворенням розчинних у воді основ (лугів):

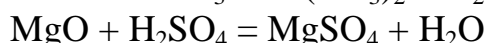
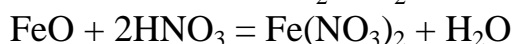
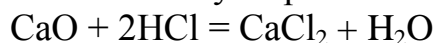


Для визначення можливості взаємодії оксиду з водою необхідно користуватись таблицею розчинності кислот, солей та основ (додаток №2). Якщо гідроксид, що відповідає даному оксиду, розчинний у воді, то розчинний і цей оксид. Наприклад, необхідно визначити можливість взаємодії з водою BaO . Використаємо для цього таблицю розчинності кислот, солей та основ. Якщо $\text{Ba}(\text{OH})_2$, що відповідає оксиду BaO , у воді розчинний, то BaO реагуватиме з водою за реакцією:

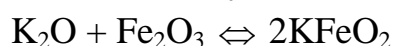
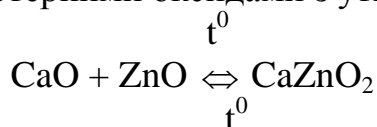


Основні оксиди більшості металів з водою не реагують. Їх гідроксиди добувають непрямим шляхом.

2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей та води:



3. Оксиди лужних та лужноземельних металів під час сплавлення взаємодіють з амфотерними оксидами з утворенням солей:

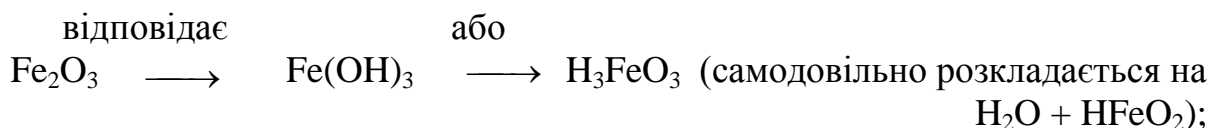


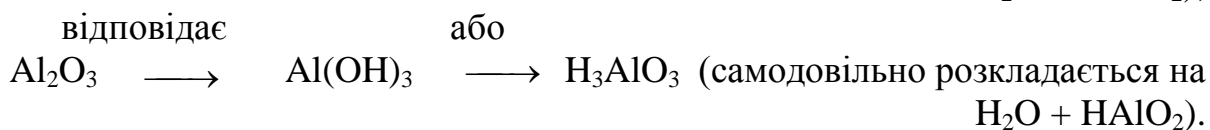
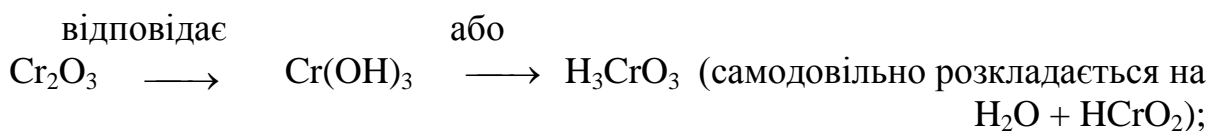
У наведених реакціях оксиди ZnO та Fe_2O_3 виявляють кислотні властивості, тому для безпомилкового написання рівнянь реакцій треба пам'ятати, який гідроксид (в даному випадку кислота) відповідає даному оксиду, наприклад:



Таким чином, при взаємодії ZnO з оксидами, що виявляють більш основні, ніж ZnO , властивості, утворюватимуться солі двохосновної цинкової кислоти – цинкати, в даному випадку цинкат кальцію CaZnO_2 .

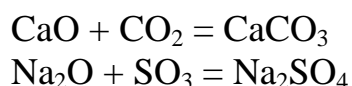
А при взаємодії оксиду заліза(III), оксиду хрому(III), оксиду алюмінію, що реагують з оксидами з більш основними властивостями, цю відповідність можна подати схемою:





Таким чином, під час взаємодії Al_2O_3 з оксидами, що проявляють більш основний, ніж Al_2O_3 , характер, утворюватимуться солі одноосновної мета – алюмінатної кислоти (мета-алюмінати).

4. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солей:

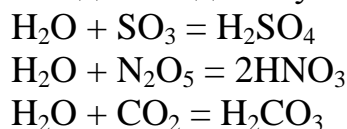


КИСЛОТНІ ОКСИДИ

Кислотними називають оксиди, гідрати яких є кислотами, іноді їх називають ангідридами кислот, до них належать оксиди неметалів, а також деяких металів у високих та вищих ступенях окислення (+5, +6, +7). Не утворюють кислотних оксидів тільки фтор, гелій, неон, аргон, криптон.

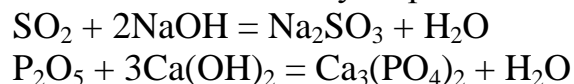
Хімічні властивості кислотних оксидів

1. Взаємодія з водою з утворенням кислоти.

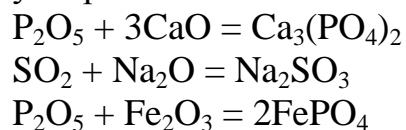


Щоб з'ясувати, чи може відбуватись реакція взаємодії кислотного оксиду з водою, слід звернутися до таблиці розчинності (додаток №2). Якщо кислота, що відповідає даному оксиду, розчинна, то розчинний у воді і цей оксид. Наприклад, треба визначити можливість взаємодії з водою SiO_2 . Згідно з таблицею розчинності визначимо, що кремнієва кислота (H_2SiO_3) як гідроксид, що відповідає оксиду SiO_2 , у воді нерозчинна, тому даний кислотний оксид SiO_2 з водою не реагує.

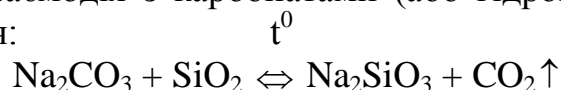
2. Взаємодія з основами з утворенням солі та води:



3. Деякі кислотні оксиди реагують з основними та амфотерними оксидами з утворенням солей:



4. Взаємодія з карбонатами (або гідрокарбонатами) натрію під час сплавлення:

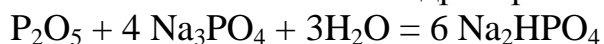


Ця реакція та подібні до неї відтворюються на явищі витиснення леткого оксиду CO_2 нелетким кислотним оксидом при нагріванні.

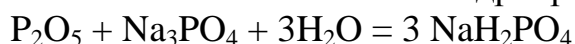
5. Кислотні оксиди, яким відповідають багатоосновні кислоти, реагують із середніми солями цих самих кислот при наявності води з утворенням кислих солей:



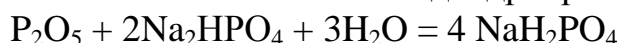
гідрокарбонат натрію



гідроортофосфат натрію



дігідроортофосфат натрію



дігідроортофосфат натрію

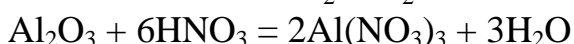
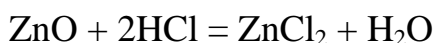
АМФОТЕРНІ ОКСИДИ

Амфотерними називають оксиди, які залежно від умов виявляють властивості як основних, так й кислотних оксидів. До них належать оксиди деяких металів головних підгруп (берилію, алюмінію, стануму(IV), плумбуму(IV)), а також багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення (+3, +4, рідше +2) – мангану(IV), хрому (III), феруму(III), цинку, й так далі.

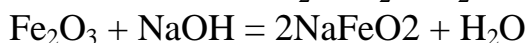
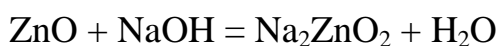
Хімічні властивості амфотерних оксидів

1. Не реагують з водою, тому що їх гідроксиди нерозчинні у воді (додаток №2).

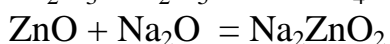
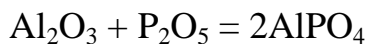
2. Реагують з кислотами, виявляючи основні властивості, з утворенням солей:



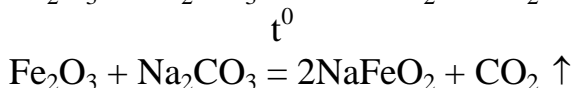
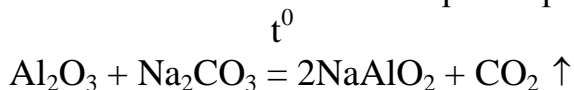
3. Реагують з основами, виявляючи кислотні властивості, з утворенням солей:



4. Реагують з кислотними та основними оксидами, утворюючи солі:

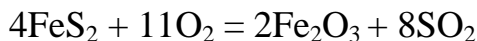
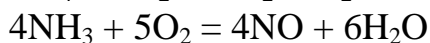
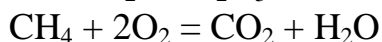
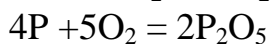
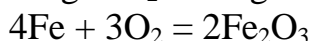
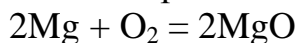


5. Реагують з солями летких кислот при нагріванні:



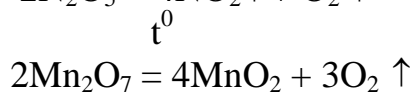
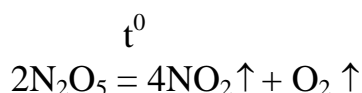
Способи добування оксидів

1. Прямий спосіб – при взаємодії простих або складних речовин з киснем:

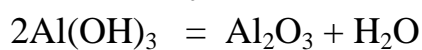


2. Термічне розкладання складних речовин, які вміщують кисень:

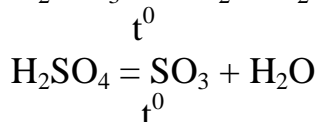
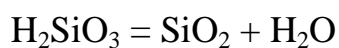
а) оксидів



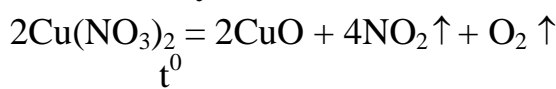
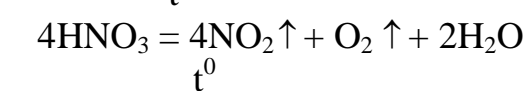
б) основ



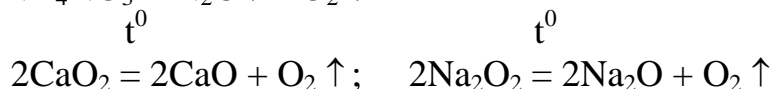
в) кислот



г) солей



д) пероксидів



Номенклатура оксидів та структурні (графічні) формули

Назва оксиду за міжнародною номенклатурою складається з двох слів: «оксид» та «назва елемента у родовому відмінку». Якщо елементу властиві декілька ступенів окислення, то в назві його оксиду вказують цю ступінь окислення римською цифрою у дужках після назви елемента. Наприклад: Mn_2O_7 – оксид мангану (VII); NO_2 – оксид нітрогену (IV); N_2O_5 – оксид нітрогену (V); SO_3 – оксид сульфуру (VI); але – Al_2O_3 – оксид алюмінію, тому що алюмінію властива тільки одна ступінь окислення +3.

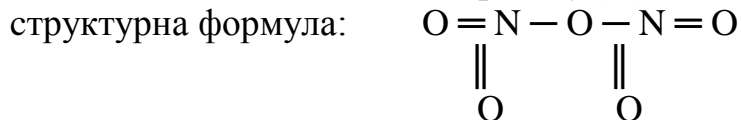
Структурні (графічні) формули вказують лише порядок з'єднання атомів у молекулах складних сполук. При складанні таких формул слід дотримуватися декількох правил:

- валентність кисню у солетворних оксидах = 2,
- одиниця валентності умовно позначається одною рисою,

- в оксидах атоми киснену сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані безпосередньо між собою, тому структурну формулу записують в лінію, чергуючи елемент з киснем,
- першим записують той елемент, кількість якого більше,
- якщо кількість атомів киснену значно більше, ніж кількість атомів елементу, то атоми киснену (які не вмістились у одну лінію) записують знизу та зверху над символом елементу.

Наприклад: +5; -2

N_2O_5 – оксид нітрогену (V);

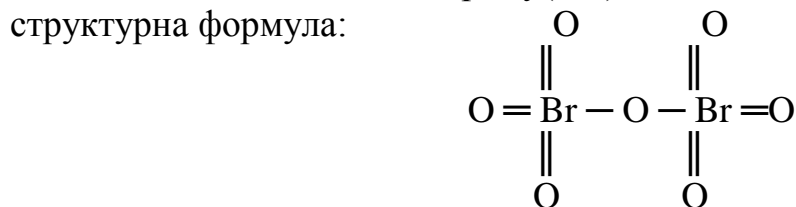


+1; -2

K_2O – оксид калію; структурна формула : $K - O - K$

+7; -2

Br_2O_7 – оксид бром(VII);



ОСНОВИ

За атомно – молекулярним вченням основи – це складні сполуки, які складаються з атомів металу та гідроксогруп OH^- . Валентність металу визначає кількість гідроксогруп та вказує на кислотність основи. З точки зору теорії електролітичної дисоціації (С. Ареніус) основи – це електроліти, які у розчинах та розплавах дисоціюють на катіони металу Me^{+n} та аніони гідроксогруп OH^- .



Основи можна класифікувати:

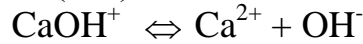
- за розчинністю – розчинні основи (луги та гідроксид амонію) та нерозчинні основи (додаток №2);
- за кількістю гідроксогруп – однокислотні ($LiOH$, $NaOH$, KOH); двокислотні ($Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Mg(OH)_2$); багатокислотні ($Bi(OH)_3$).

Лугами називають гідроксиди лужних металів (1 група головна підгрупа періодичної системи елементів: Li , Na , K , Rb , Cs , Fr) та гідроксиди лужноземельних металів (2 група головна підгрупа періодичної системи елементів: Ca , Sr , Ba , Ra).

Хімічні властивості основ

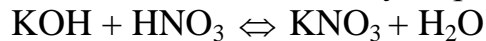
1. Луги, як сильні електроліти, у водних розчинах дисоціюють на катіони металу та аніони гідроксогруп: $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Багатокислотні основи дисоціюють поступово:

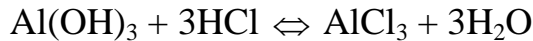


Завдяки наявності у розчинах лугів гідроксидних іонів (OH^-) кислотно-основні індикатори забарвлюють ці розчини у характерний колір: метилоранж – жовтий, лакмус – синій, фенол-фталеїн – малиновий.

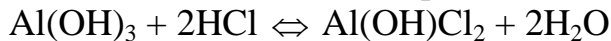
2. Основи взаємодіють з кислотами, утворюючи солі:



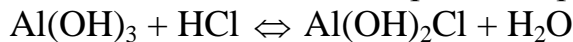
Багатокислотні основи та багатоосновні кислоти реагують між собою залежно від їх молярного співвідношення, утворюючи середні, основні та кислі солі:



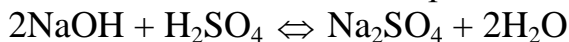
↑ хлорид алюмінію – середня сіль



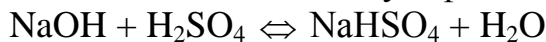
↑ гідроксохлорид алюмінію – основна сіль



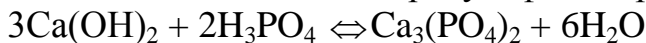
↑ дігідроксохлорид алюмінію – основна сіль



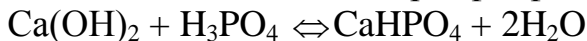
↑ сульфат натрію – середня сіль



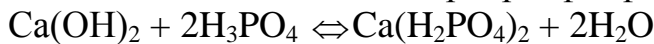
↑ гідросульфат натрію – кисла сіль



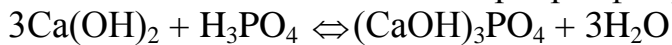
↑ ортофосфат кальцію – середня сіль



↑ гідроортофосфат кальцію – кисла сіль

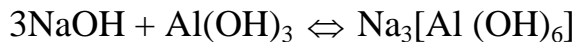
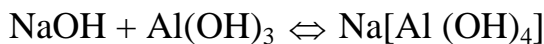


↑ дігідроортофосфат кальцію – кисла сіль



↑ ортофосфат гідроксокальцію – основна сіль

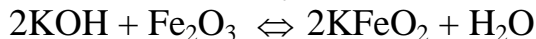
3. Луги реагують з амфотерними гідроксидами, утворюючи комплексні солі:



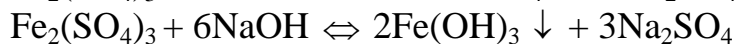
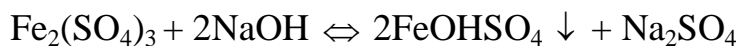
4. Взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль та воду:



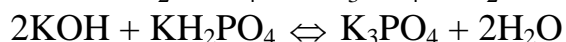
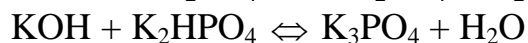
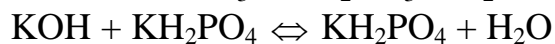
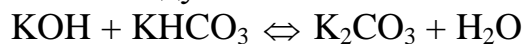
5. Луги взаємодіють з амфотерними оксидами при сплавленні (t^0), утворюючи сіль та воду:



6. Луги взаємодіють із середніми солями, якщо гідроксид або основна сіль, що утворилися, нерозчинні у воді:

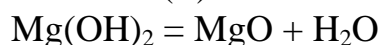


7. Луги взаємодіють з кислотними солями, утворюючи середню або іншу кислоту, сіль та воду:

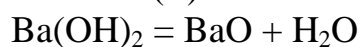


8. При нагріванні (t^0) основи розкладаються на основний оксид та воду (крім гідроксидів натрію, калію, рубідію та цезію):

(t^0)

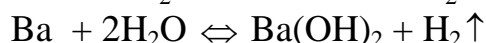
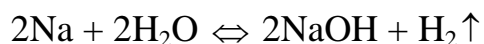


(t^0)

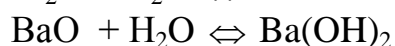
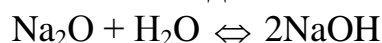


Способи отримання основ

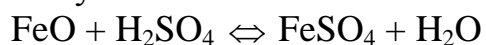
1. Луги отримують взаємодією лужних (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) або лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba, Ra) з водою – це так званий прямий спосіб отримання лугів:



2. Також прямим способом отримання лугів є взаємодія оксидів лужних та лужноземельних металів з водою:



3. Нерозчинні основи отримують непрямим способом. Спочатку основний оксид сполучають з сильною кислотою, отримуючи сіль, а потім на отриману сіль діють лугом:



Номенклатура основ та структурні (графічні) формули

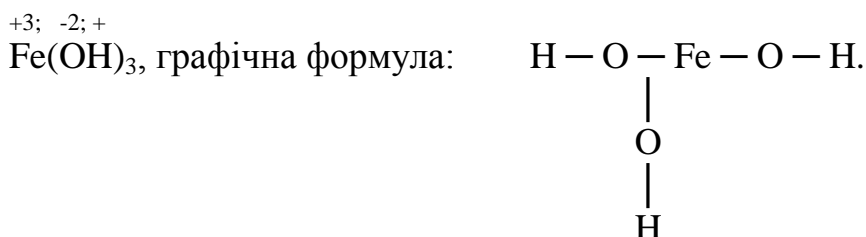
За міжнародною номенклатурою назва основи складається з двох слів: «гідроксид» та «назва металу у родовому відмінку». Якщо метал має кілька валентностей, то у назві основи ця валентність вказується римською цифрою у дужках. Наприклад: KOH – гідроксид калію, Mg(OH)₂ – гідроксид магнію, Fe(OH)₂ – гідроксид заліза(II), Fe(OH)₃ – гідроксид заліза(III), Mn(OH)₂ – гідроксид мангану (II). Крім цього іноді застосовують традиційні назви: KOH – їдке калі, NaOH – їдкий натр, Ba(OH)₂ – їдкий барит, Ca(OH)₂ – гашене вапно.

При складанні структурних (графічних) формул слід дотримуватися правил:

- одиниця валентності умовно позначається одною рисою,

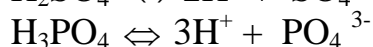
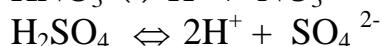
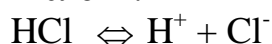
- структурну формулу записують в лінію, чергуючи елемент з водородом,
- водород записують першим,
- якщо кількість атомів водороду >2, то їх розташовують знизу та зверху атому металу,
- водород з металом з'єднують через кисень,
- валентність кисню в основах = 2.

Наприклад:



КИСЛОТИ

За атомно-молекулярним вченням кислоти – це складні речовини, які містять атоми водороду, здатні замінюватися на атоми металів у хімічних реакціях. З точки зору теорії електролітичної дисоціації, кислоти – це електроліти, які у розчинах дисоціюють з утворенням катіонів водороду. Частина молекули кислоти, яка залишається після відщеплення катіона водороду, називається кислотним залишком. Ступінь окислення кислотного залишку чисельно дорівнює кількості атомів водороду в молекулі кислоти.



Класифікація кислот

1. За кількістю атомів водороду, здатних замінюватися на атоми металу (основність): а) одноосновні HCl , HNO_3 , CH_3COOH ; б) двоосновні H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; в) багатоосновні H_3PO_4 , H_3BO_3 .
2. За складом молекули кислоти (наявність кисню):
 - а) кисневмісні, що є гідроксидами неметалів, а також деяких металів у високих та найвищих ступенях окислення: HNO_3 , CH_3COOH , H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 ;
 - б) безкисненні, тобто розчини водневих сполук неметалів : HCl , HF , HBr , HI , H_2S , HCN ;

в) ізополікислоти: $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$;

г) гетерополікислоти: $\text{H}_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$, $\text{H}_4[\text{Si}(\text{W}_3\text{O}_{10})_4]$.

3. За силою (тобто здатністю дисоціювати) кислоти поділяються на три групи:

а) сильні HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 ;

б) середні H_3PO_4 , H_2SO_3 , HSCN ;

в) слабкі HF , H_2S , HCN , CH_3COOH , H_2CO_3 , HNO_2 , H_3BO_3 .

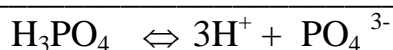
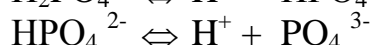
4. Кислоти поділяються за їхньою окислювальною здатністю на:

а) кислоти – окисники, які окислюють кислотоутворюючими елементами: сульфуром, нітрогеном, хлором, що знаходяться у високому або вищому ступені окислення (HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4);

б) кислоти – неокисники, які окислюють в основному метали катіонами водню: HCl , HF , HBr , HI , H_2S , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , CH_3COOH , розведені H_2SO_4 та HClO_4 , тощо.

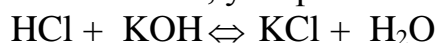
Хімічні властивості кислот

1. У водних розчинах кислоти дисоціюють на іони (катіони H^+ та аніони кислотного залишку). Сильні кислоти – повністю, середні та слабкі – певною мірою. Багатоосновні та двоосновні кислоти дисоціюють по ступенях:

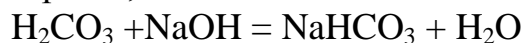


Наявність у розчинах кислот іонів H^+ впливає на колір кислотно-основних індикаторів: метилоранж – червоний, лакмус – червоний.

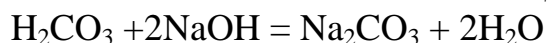
2. Реагують з основами, утворюючи солі та воду (реакція нейтралізації):



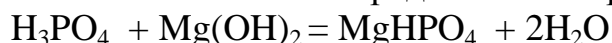
Багатоосновні кислоти та багато кислотні основи реагують між собою, утворюючи середні, кислі або основні солі та воду.



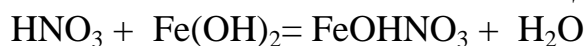
кисла сіль – гідрокарбонат натрію



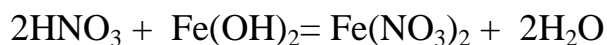
середня сіль – карбонат натрію



кисла сіль – гідроортофосфат магнію

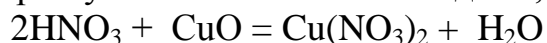


основна сіль – гідроксонітрат заліза(II)

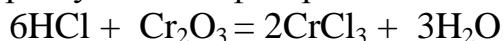


середня сіль – нітрат заліза(II)

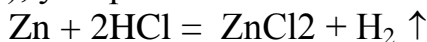
3. Кислоти реагують з основними оксидами, утворюючи сіль та воду:



4. Кислоти реагують з амфотерними оксидами, утворюючи сіль та воду:



5. Кислоти – неокисники реагують з металами, які стоять у ряді стандартних електродних потенціалів (ряд напруги) перед воднем (зліва від нього), утворюючи сіль та витісняючи водень H_2 із кислоти:



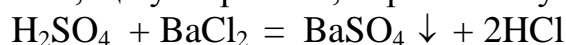
Метали, що стоять у ряді стандартних електродних потенціалів (ряд напруги) після водню (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), не реагують з такими кислотами.

6. Кислоти – окисники (концентрована H_2SO_4 , концентрована та розведена HNO_3 та інші) реагують як з металами, що стоять у ряді стандартних електродних потенціалів (ряд напруги) перед воднем, так і з металами, що стоять у ряді напруги після водню (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), утворюючи сіль.



7. Кислоти реагують з солями, утворюючи нові сполуки,

а) якщо кислота або сіль, що утворилися, нерозчинні у воді:



б) якщо в результаті реакції утворюються леткі кислоти (такі реакції відбуваються при нагріванні та відсутності води):

t^0



в) якщо кислота, що утворилася, нестійка й розкладається з утворенням кислотного оксиду:



г) якщо утворюється тільки кисла сіль:



д) якщо утворюються кілька солей та вода:

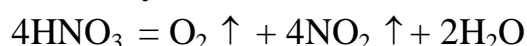


8. Оксигеновмісні кислоти при нагріванні розкладаються на кислотний оксид та воду:

t^0

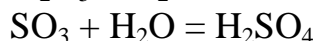
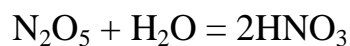


t^0

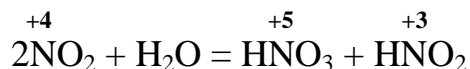


Способи отримання кислот

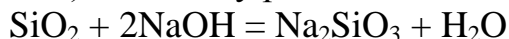
1. При взаємодії кислотних оксидів з водою утворюються оксигеновмісні кислоти (прямий спосіб):



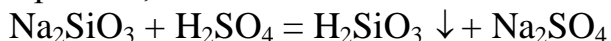
Так можуть утворитися дві кислоти того ж самого елементу з різними ступенями окислення:



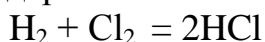
2. Якщо кислотний оксид нерозчинний у воді, то кислоту отримують у дві стадії (непрямий спосіб). Спочатку розчиняють оксид у лузі:



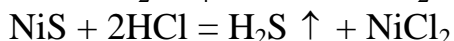
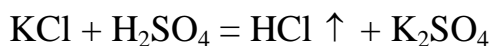
А потім на сіль, що утворилася, діють сильною кислотою:



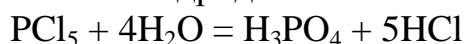
3. Безокисгенні кислоти отримують розчиненням у воді гідрогеновмісних сполук неметалів, одержаних взаємодією водню з неметалами:



4. Кислоти отримують дією на їх сухі солі інших кислот, більш сильних або менш летких:



5. Кислоти оксигеновмісні та безокисгенні одночасно можна отримати гідролізом галоген- або тіоангідридів:



Номенклатура кислот та графічні формули

Згідно з міжнародною номенклатурою назви оксигеновмісних кислот утворюються від назви неметалу з додаванням закінчення «-атна», якщо ступінь окислення неметалу вища (тобто відповідає номеру групи періодичної системи елементів ім Д.І.Менделєєва); або «-ітна» «-итна», якщо ступінь окислення елементу нижчий.

Наприклад: H_2SO_4 – сульфатна кислота (ступінь окислення сульфуру +6, що відповідає № групи цього елементу у періодичній системі ім Д.І.Менделєєва – VI); H_2SO_3 – сульфитна кислота (ступінь окислення сульфуру +4);

H_2SiO_3 – силікатна кислота (ступінь окислення силіція +4, що відповідає № групи цього елементу у періодичній системі ім Д.І.Менделєєва – IV);

HNO_3 – нітратна кислота (ступінь окислення нітрогену +5, що відповідає № групи цього елементу у періодичній системі ім Д.І.Менделєєва – V); HNO_2 – нітритна кислота (ступінь окислення нітрогену +3);

Якщо елемент може виявляти більш, ніж два ступені окислення в оксигеновмісних кислотах, то вживають префікси «гіпо-» (найнижчий ступінь окислення) та «пер-» (найвищий ступінь окислення).

Наприклад: HClO_4 – перхлоратна кислота (ступінь окислення хлору найвищий +7); HClO_3 - хлоратна кислота (ступінь окислення хлору

високий +5); HClO_2 - хлоритна кислота (ступінь окислення хлору низький +3); HClO - гіпохлоритна кислота (ступінь окислення хлору найнижчий +1).

У полікислотах число атомів кислотоутворювального елемента позначається грецьким префіксом, що показує кількість елементів. 1 – «моно-», 2 – «ди-», 3 – «три-», 4 – «тетра-», 5 – «пента-», 6 – «гекса-», й так далі. Наприклад: $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихроматна кислота; $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборатна кислота; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфатна кислота.

Якщо елемент з певним ступенем окислення здатний утворювати кілька кислот, що відрізняються між собою за числом молекул води, то їх розрізняють за префіксами у назві кислоти: до назви найбагатшої на воду кислоти додають префікс «орто-», до назви найбіднішої – «мета-». Наприклад: H_3PO_4 – ортофосфатна кислота; HPO_3 – метафосфатна кислота.

Назви безоксигенних кислот містять суфікс «-ид». Наприклад: HCl – хлоридна кислота; HF – фторидна кислота; HBr – бромидна кислота, HCN – ціанідна кислота.

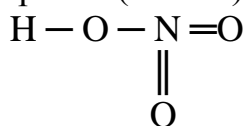
Деякі кислоти мають поширені тривалі назви: HCl – соляна кислота, H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 – азотна кислота, H_2CO_3 – вугільна кислота (за міжнародною номенклатурою – карбонатна).

При побудові структурних (графічних) формул кислот виконують декілька правил:

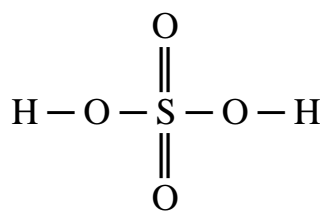
- графічну формулу записують в одну лінію, чергуючи атоми гідрогену з атомами кислотоутворюючого елемента, починаючи з гідрогену;
- атоми гідрогену, що залишилися, записують або над, або під кислотоутворюючим елементом;
- поєднати атоми гідрогену з атомами кислотоутворюючого елемента через кисень;
- атоми кисню, що залишились, розташувати зверху, або знизу від кислотоутворюючого елемента, в залежності від наявного місця;
- пам'ятати, що валентність атому кисню = 2; кожна одиниця валентності відповідає одній чорті.

Наприклад:

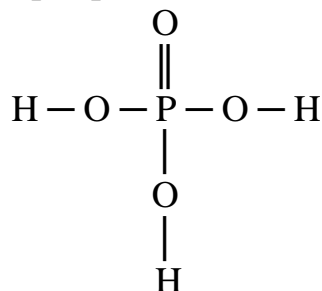
$^{+1} \text{H} \text{ } ^{+5} \text{N} \text{ } ^{-2} \text{O}_3$ – нітратна (азотна) кислота; її графічна формула:



$^{+1} \text{H}_2 \text{ } ^{+6} \text{S} \text{ } ^{-2} \text{O}_4$ – сульфатна (сірчана) кислота; її графічна формула:



^{+1 +5 -2}
H₃PO₄ – ортофосфатна кислота; її графічна формула:



^{+1 -1}
HCl – хлоридна (соляна) кислота; її графічна формула: H – Cl

^{+1 -2}
H₂S – сульфідна кислота; її графічна формула: H – S – H

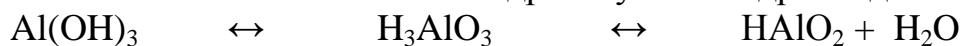
АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Амфотерними називають гідроксиди, які в залежності від умов, проявляють як основні, так й кислотні властивості. Амфотерним гідроксидам відповідають амфотерні оксиди. До них належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (берилію Be(OH)₂, алюмінію Al(OH)₃, стануму Sn(OH)₂, плумбуму Pb(OH)₂), а також багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення (хрому Cr(OH)₃, цинку Zn(OH)₂, заліза Fe(OH)₃ й так далі).

Усі амфотерні гідроксиди є твердими, нерозчинними у воді речовинами.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

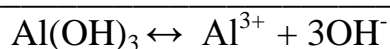
1. Амфотерні гідроксиди – це слабкі електроліти, що дисоціюють з утворенням незначної кількості іонів водню H⁺ та гідроксид-іонів OH⁻.



гідроксид алюмінію ортоалюмінатна кислота метаалюмінатна кислота

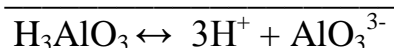
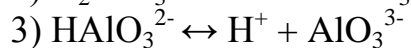
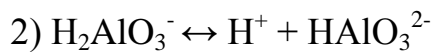
Гідроксид алюмінію може дисоціювати по ступенях:

- 1) Al(OH)₃ ↔ Al(OH)₂⁺ + OH⁻
- 2) Al(OH)₂⁺ ↔ Al(OH)₁²⁺ + OH⁻
- 3) Al(OH)₁²⁺ ↔ Al³⁺ + OH⁻



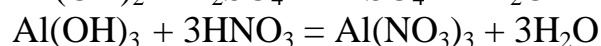
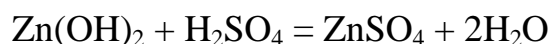
Ортоалюмінатна кислота дисоціює по ступенях:

- 1) H₃AlO₃ ↔ H⁺ + H₂AlO₃⁻

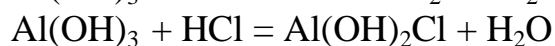
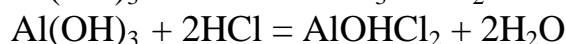
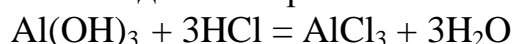


Метаалюмінатна кислота дисоціює таким чином: $\text{HAlO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{AlO}_2^-$
Амфотерні гідроксиди не змінюють забарвлення індикатора.

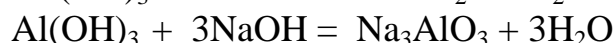
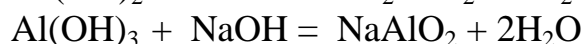
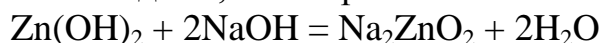
2. Під час взаємодії з кислотами та кислотними оксидами вони виявляють основні властивості.



Утворюватися можуть як середні, так й основні солі, відповідно до молярних співвідношень реагентів.



3. Під час взаємодії амфотерних гідроксидів з лугами або з основними оксидами, вони проявляють кислотні властивості.



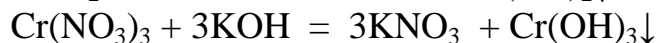
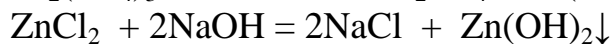
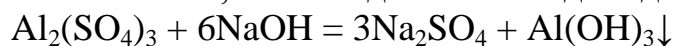
Ці реакції можуть протікати під час сплавлення (t^0), в результаті утворюються орто- або мета-алюмінати та цинкат натрію.

4. Під дією водних розчинів лугів з амфотерними гідроксидами (внаслідок виникнення додаткових ковалентних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом між атомами металу Al, Zn та гідроксогрупами) можуть утворюватися комплексні гідроксосолі.



Способи отримання амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди отримують, як і нерозчинні у воді основи непрямим способом, тобто під час взаємодії відповідних солей з лугами.



Номенклатура амфотерних гідроксидів та структурні (графічні) формули

Назви амфотерних гідроксидів та їх структурні формули складають за таким же зразком, як й у основ.

СОЛІ

Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів гідрогену у кислотах на атоми металів, або як продукти повного чи часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.

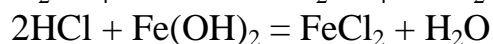
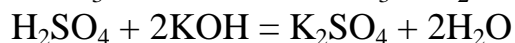
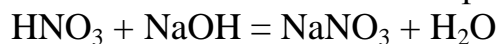
З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі – це неорганічні речовини, які дисоціюють на катіони металів та аніони кислотних залишків:



Класифікація солей

Солі розрізняють на середні, кислі, основні.

Середні солі – це продукти повного заміщення атомів гідрогену кислоти на атоми металу основи, або повного обміну гідроксогруп основи (ОН) на кислотні залишки кислоти. Наприклад:



Середні солі бувають прості, подвійні, змішані та комплексні.

Прості солі – це K_2SO_4 , NaNO_3 , FeCl_2 , тощо. До них належать також пероксиди металів, тобто солі кислоти H_2O_2 (пероксиду гідрогену) – Na_2O_2 , BaO_2 , CaO_2 . До простих солей відносяться також нітриди, карбіди, фосфіди металів – Na_3N , Al_4C_3 , Ba_3P_2 .

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно – кальцієва сіль хлоридної та гіпохлоридної кислот: $\text{Cl} - \text{Ca} - \text{OCl}$

Подвійні солі – це продукти заміщення атомів гідрогену в молекулах кислот на атоми двох металів: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaKSO_4 , тощо.

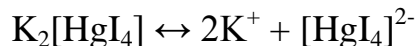
Подвійні солі можна добути нейтралізацією будь-якої багато основної кислот двома різними основами:



Або під час одночасної кристалізації різних солей:

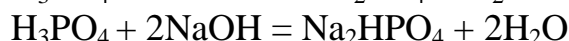
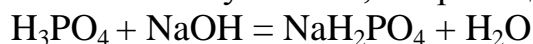


Крім того існують комплексні солі, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням комплексних іонів:

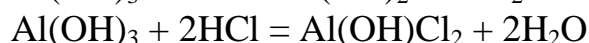
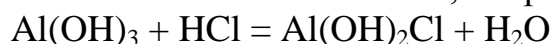


Детальніше про комплексні солі йдеться у наступній лабораторній роботі.

Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів гідрогену багато основної кислоти на атоми металу основи, наприклад:

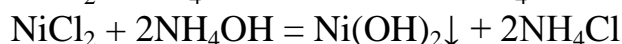
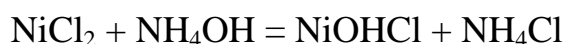
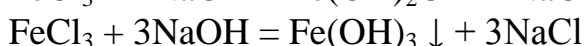
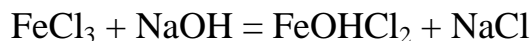


Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксогруп багато кислотної основи на кислотні залишки кислоти, наприклад:



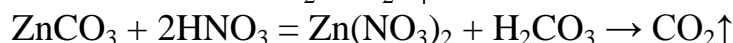
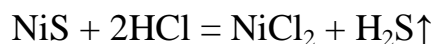
Хімічні властивості солей

1. Солі реагують з лугами або з гідроксидом амонію, утворюючи нові солі (середні, кислі, основні) залежно від молярних співвідношень реагентів, наприклад:

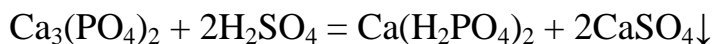


2. Солі реагують з кислотами, утворюючи:

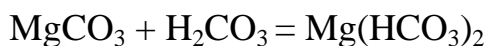
а) нові кислоти і сіль



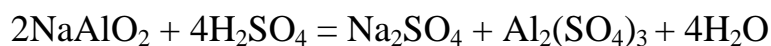
б)кислу та середню солі



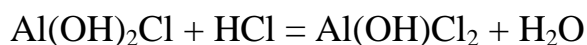
в) кислу сіль



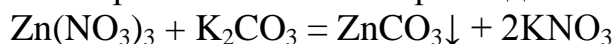
г) середні солі



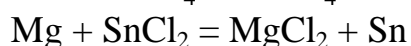
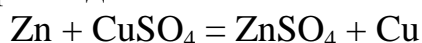
д) основну сіль



3. Солі взаємодіють між собою, утворюючи нові солі. Такі реакції називаються реакціями обміну; вони протікають до кінця, якщо в результаті утворюється нерозчинна сіль. Наприклад:



4. Солі взаємодіють з металами, утворюючи нові сіль та метал. Метал витісняє з розчину солі інший метал, якщо у ряду стандартних електродних потенціалів він знаходиться зліва (попереду) від того металу, який витісняє. Наприклад:

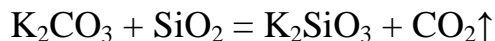


Але метали, які розміщені на початку ряду стандартних електродних потенціалів (до магнію), а саме: Li, Rb, K, Cs, Ba, Ca, Na, не можна використовувати для витіснення інших металів з водних розчинів їх солей, тому що лужні та лужно-земельні метали реагують з водою, утворюючи

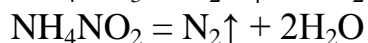
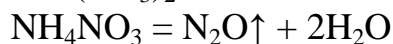
луги та водень. Луги взаємодіють з солями, утворюючи нерозчинні гідроксиди. Наприклад:



5. Солі реагують з амфотерними або кислотними оксидами при нагріванні (t^0) з утворенням нової солі та кислотного оксиду (якщо новий оксид більш легкий, ніж вхідний), наприклад:



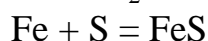
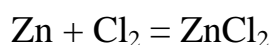
6. При нагріванні (t^0) солі розкладаються на різні продукти у відповідності з хімічною природою кислоти та металу:



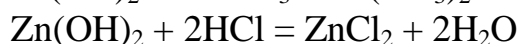
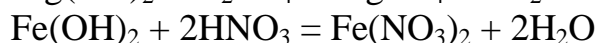
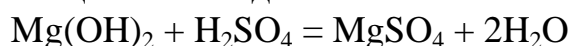
Способи отримання солей

Солі добувають багатьма способами. Наведемо важливіші серед них.

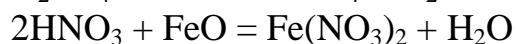
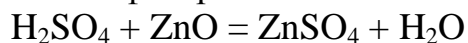
1. Реакція між металом та неметалом.



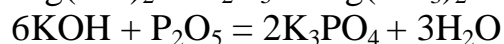
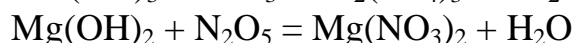
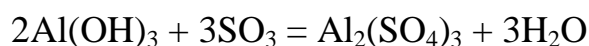
2. Реакція нейтралізації – взаємодія між кислотою та основою.



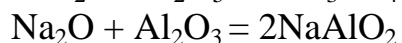
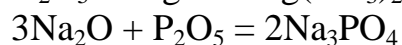
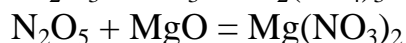
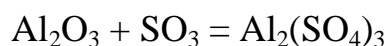
3. Взаємодія кислот з амфотерними та основними оксидами.



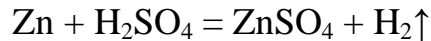
4. Взаємодія кислотних оксидів з амфотерними гідроксидами та з основами.



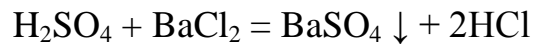
5. Взаємодія між кислотними оксидами та основними, або амфотерними оксидами.



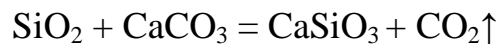
6. Взаємодія кислот з металами: кислоти-неокисники реагують тільки з активними металами, кислоти-окисники - з активними та неактивними (крім золота і деяких платинових металів), без виділення водню.



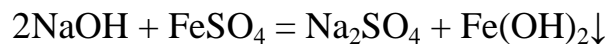
7. Взаємодія кислот з іншими солями.



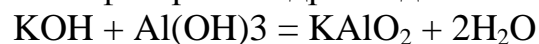
8. Взаємодія кислотних оксидів з солями.



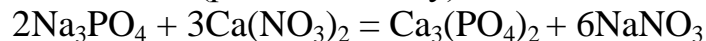
9. Взаємодія основ з солями.



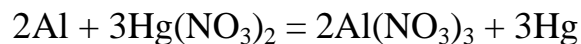
10. Взаємодія лугів з амфотерним гідроксидами.



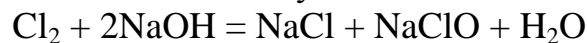
11. Взаємодія солей з солями (реакція обміну).



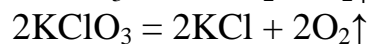
12. Взаємодія солей з металами, що мають вищу активність, ніж метали, які входять до складу солей.



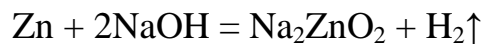
13. Взаємодія активних неметалів з лугами.



14. Термічне розкладання солей (t^0).



15. Взаємодія металів, що утворюють амфотерні оксиди, з водними розчинами лугів.



Номенклатура солей та структурні (графічні) формули

За міжнародною номенклатурою назви солей складаються з назви кислотного залишку (в називному відмінку) та назви атому металу у родовому відмінку. У випадку, коли метал може виявляти різні ступені окислення, його вказують у дужках римською цифрою. Наприклад: Na_2SO_4 - сульфат натрію, FeSO_4 - сульфат заліза(II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - сульфат заліза(III).

Назви кислих солей утворюються додаванням до назви кислотного залишку префікса «гідро-», а якщо атомів гідрогену декілька, то додають відповідний числівник. Наприклад: KHSO_3 - гідросульфат калію, NaH_2PO_4 – дігідроортофосфат натрію.

Назви основних солей утворюють, додаючи до назви кислотного залишку префікс «гідрокси-». Наприклад: FeOHCl – гідроксохлорид заліза(II), $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дігідроксохлорид заліза(III).

Назви катіонів або аніонів подвійних чи змішаних солей вживаються в алфавітному порядку, наприклад: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюмінію-калію, $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$ – сульфат амонію-заліза(III).

У таблиці 3.1 наведені назви аніонів, за допомогою яких солям можна давати назви за міжнародною номенклатурою.

Табл.3.1

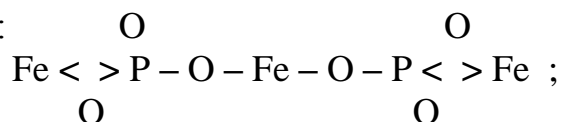
Формула кислоти	Формула аніону кислотного залишку	Міжнародна назва аніону	Формула кислоти	Формула аніону кислотного залишку	Міжнародна назва аніону
HF	F ⁻	фторид	HPO ₃	PO ₃ ⁻	метафосфат
HCl	Cl ⁻	хлорид	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	ортофосфат
HBr	Br ⁻	бромід	H ₄ P ₂ O ₇	P ₂ O ₇ ⁴⁻	дифосфат (пірофосфат)
HI	I ⁻	йодид	H ₃ PO ₃	PO ₃ ³⁻	фосфіт
H ₂ S	S ²⁻	сульфід	H ₃ PO ₂	PO ₂ ³⁻	гіпофосфіт
HCN	CN ⁻	ціанід	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	карбонат
HSCN	SCN ⁻	роданід	HCOOH	HCOO ⁻	форміат
H ₂ Se	Se ²⁻	селенід	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	ацетат
HNO ₃	NO ₃ ⁻	нітрат	AlO ₂	AlO ₂ ⁻	алюмінат
HNO ₂	NO ₂ ⁻	нітри́т	HVO ₃	VO ₃ ⁻	ванадат
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	сульфат	H ₂ WO ₄	WO ₄ ²⁻	вольфрамат
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сульфіт	H ₂ MoO ₄	MoO ₄ ²⁻	молібдат
H ₂ S ₂ O ₃	S ₂ O ₃ ²⁻	тіосульфат	H ₂ ZnO ₂	ZnO ₂ ²⁻	цинкат
H ₂ S ₂ O ₇	S ₂ O ₇ ²⁻	діосульфат (піросульфат)	H ₂ SeO ₃	SeO ₃ ²⁻	селеніт
HClO	ClO ⁻	гіпохлорит	H ₂ SeO ₄	SeO ₄ ²⁻	селенат
HClO ₂	ClO ₂ ⁻	хлорит	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	сілікат
HClO ₃	ClO ₃ ⁻	хлорат	HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	перманганат
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	перхлорат	H ₂ MnO ₄	MnO ₄ ²⁻	манганат
HIO	IO ⁻	гіпойодит	HCrO ₂	CrO ₂ ⁻	метахромат
HIO ₃	IO ₃ ⁻	йодат	H ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	хромат
HIO ₄	IO ₄ ⁻	перйодат	H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ O ₇ ²⁻	діхромат

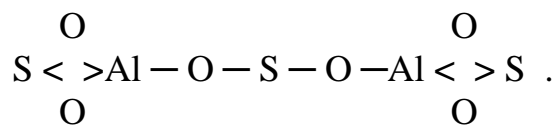
Приведемо послідовність написання графічних (структурних) формул солей. Їх також записують в одну лінію, при цьому чергують атоми металів з атомами кислотоутворюючого елемента.

Наприклад, скласти графічні формули Fe₃(PO₄)₂ та Al₂(SO₄)₃. Спочатку запишемо символи елементів в одну лінію, чергуючи їх:

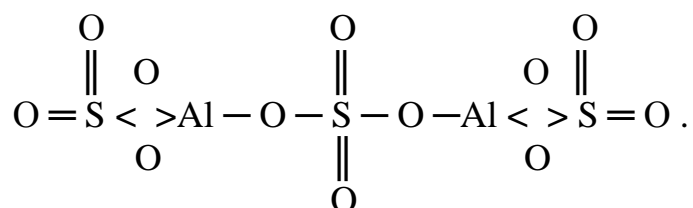
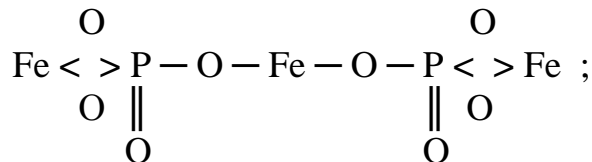


Потім поєднаємо атоми металів з атомами кислотоутворюючого елемента через кисень:

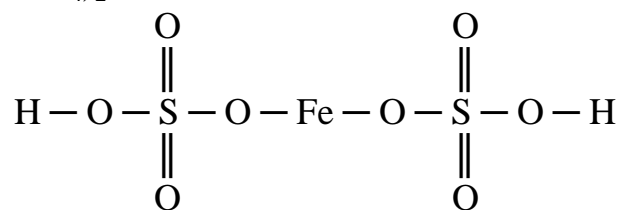




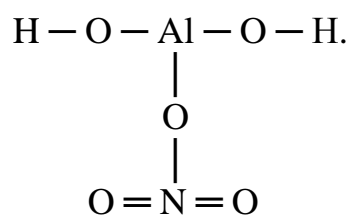
Допишемо останні атоми кисню зверху та знизу під символом кислотоутворюючого елементу, пам'ятаючи, що валентність кисню = 2.



При складанні графічних формул кислих солей атоми гідрогену з'єднують з атомами кислотоутворюючого елементу через кисень. Наприклад $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$:



При складанні графічних формул основних солей атоми гідрогену з'єднують через кисень з атомами металу. Наприклад $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: вивчити основні класи неорганічних речовин, їх номенклатуру та хімічні властивості; навчитись безпомилково записувати їх хімічні та графічні формули, складати рівняння типових хімічних реакцій.

Прилади та реактиви: штатив з набором пробірок; склянки з лугами (NaOH , KOH), кислотами (H_2SO_4 , HCl , HNO_3), солями (FeCl_3 , FeSO_4 , AlCl_3 , ZnSO_4 , CrCl_3 , CuSO_4 , MnCl_2 , NiCl_2 , CoCl_2 , BaCl_2 , Na_2SO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KI , NH_4SCN), скляні палички, бюкси з оксидами (CaO , BaO , CuO , ZnO , Al_2O_3), шпателі.

Хід визначення.

Дослід 1. Взаємодія оксидів з водою, кислотами та лугами.

1.1. Внести в пробірки по декілька крупинок (кількістю близько об'єму однієї сірникової голівки) оксидів CaO, BaO, CuO, ZnO, Al₂O₃. Додати в кожен пробірочку 5-10 крапель дистильованої води та ретельно перемішати вміст пробірок. Які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули оксидів, вказати ступінь окислення елементів, дати назву оксидам у відповідності з хімічною номенклатурою.

1.2. Внести в пробірки по декілька крупинок оксидів CaO, BaO, CuO, ZnO, Al₂O₃. Додати в кожен пробірочку 5-10 крапель кислоти (HCl). Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

1.3. Внести в пробірки по декілька крупинок оксидів CaO, BaO, CuO, ZnO, Al₂O₃. Додати в кожен пробірочку 5-10 крапель розчину лугу NaOH. Спостерігати, які оксиди взаємодіють з лугом. Написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробити висновок, які оксиди є основними, які – амфотерними. Поясніть їх хімічні властивості.

Дослід 2. Одержання нерозчинних у воді гідроксидів – основ.

2.1. Внести у пробірки по 1-5 краплі розчинів солей заліза (II) FeCl₂, міді (II) CuCl₂, мангану (II) MnCl₂, нікелю (II) NiCl₂, кобальту (II) CoCl₂. Додати в кожен пробірочку по 2-3 краплі лугу NaOH або KOH. Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Відмітити колір осаду у кожній пробірочці. Пояснити, чому змінюється колір осаду гідроксиду мангану (II). Написати структурні формули отриманих гідроксидів, вказати ступінь окислення елементів, дати назву гідроксидів у відповідності з хімічною номенклатурою.

2.2. У кожен пробірочку з отриманим нерозчинним гідроксидом додайте декілька крапель кислоти H₂SO₄. Після спостереження написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості нерозчинних гідроксидів.

Дослід 3. Одержання амфотерних гідроксидів.

Внести у 3 пробірки по 1 краплі розчину лугу NaOH. В першу по краплям додати розчин солі алюмінію $AlCl_3$, в другу – розчин солі цинку $ZnSO_4$, в третю – розчин солі хрому (III) $CrCl_3$ до утворення осаду. Спостерігайте колір осаду. Кожен з одержаних осадів розділити на дві пробірки. До однієї частини осаду додати 2-3 краплі розчину сильної кислоти HNO_3 , а до іншої – декілька крапель розчину лугу NaOH. Після спостерігання написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

Дослід 4. Взаємодія солі з сіллю (реакція обміну).

У першу пробірку помістити 3-5 крапель розчину $BaCl_2$, додати таку ж кількість розчину Na_2SO_4 ; у другу пробірку помістити 3-5 крапель розчину $Pb(NO_3)_2$, додати таку ж кількість розчину KI ; у третю пробірку помістити 3-5 крапель розчину $FeCl_3$, додати стільки ж розчину NH_4SCN .

Після спостерігання написати відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах. Відмітити зміну кольору. Написати структурні формули отриманих солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості солей.

Дослід 5. Взаємодія солі з кислотою.

У пробірку помістити декілька крапель розчину солі $AgNO_3$ та додати розбавлену соляну кислоту HCl . Спостерігати випадіння білого осаду. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формах. Написати структурні формули солей, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості солей.

Дослід 6. Взаємодія солі з основою.

У пробірку помістити декілька крапель розчину солі $FeCl_3$ та додати розчин їдкою натру NaOH. Спостерігати випадіння бурого осаду. Написати рівняння реакції у молекулярній та іонній формах. Написати структурну формулу отриманого осаду та солі, вказати ступінь окислення елементів, дати назву солей у відповідності з хімічною номенклатурою.

Зробіть висновок про хімічні властивості солей.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Які речовини називають простими, та які – складними?

2. Як класифікують в неорганічній хімії складні речовини?
3. Які неорганічні речовини називають оксидами? Як поділяють оксиди за хімічними властивостями?
4. Які неорганічні речовини називають основами? Які хімічні властивості проявляють основи? Які основи називають лугами?
5. Які неорганічні речовини називають кислотами? Які хімічні властивості проявляють кислоти?
6. Як поділяють кислоти за їх окислювальною здатністю, за складом та за силою?
7. Які неорганічні речовини називають амфотерними гідроксидами? Які хімічні властивості проявляють амфотерні гідроксиди?
8. Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості таких амфотерних гідроксидів: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
9. Які неорганічні речовини називають солями? На які види поділяють солі?
10. Які хімічні властивості притаманні середнім солям?
11. Як можна отримати кислі та основні солі?
12. Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, основні солі – деякі властивості основ.
13. Як можна отримати середні солі?
14. Як правильно назвати кислоти за міжнародною номенклатурою?
15. Як правильно назвати солі за міжнародною номенклатурою?

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи

1. Для запропонованого варіанту напишіть хімічні реакції утворення оксидів 2-х елементів, укажіть характер отриманих оксидів (кислотний, основний, амфотерний), дайте їм назву згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть їх структурні формули.
2. Напишіть хімічні реакції утворення гідроксидів або із отриманих раніше оксидів, або із простих речовин наданих елементів (прямим або непрямим способом), укажіть характер гідроксидів (кислота, основа, амфотерний гідроксид), дайте їм назву згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть їх структурні формули.
3. Напишіть рівняння хімічних реакцій за наведеною схемою перетворень.
4. Дайте визначення та характеристику хімічних властивостей підкресленої речовини у схемі перетворень (за допомогою хімічних реакцій); дайте назву цій речовині згідно з міжнародною номенклатурою, напишіть її структурну формулу.

№ варіант	Елементи		Схема перетворень
1	S (IV)	Fe(II)	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaOHCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \underline{\text{CaCO}_3}$
2	I(VII)	Mn(II)	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \underline{\text{Ba(H}_2\text{PO}_4)_2}$
3	P (V)	Al	$\text{NaOH} \rightarrow \underline{\text{NaHCO}_3} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$
4	S(VI)	Fe(III)	$\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\text{Ca(HSO}_4)_2} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO}$
5	Si(IV)	Zn	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \underline{\text{Fe(NO}_3)_3} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$
6	Se(IV)	Cd	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \underline{(\text{CaOH})_3\text{PO}_4} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
7	Cl(V)	Ni	$\text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \underline{\text{Mg(NO}_3)_2} \rightarrow \text{MgO}$
8	Pb(IV)	K	$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \underline{\text{Al(HSO}_4)_3} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
9	Br(VII)	Sn(II)	$\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \underline{\text{KHSiO}_3} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3$
10	N(V)	Ag(I)	$\text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \underline{\text{Na}_2\text{CO}_3} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
11	Cl(VII)	Cu(II)	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \underline{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \rightarrow \text{Fe(HSO}_4)_3 \rightarrow \text{SO}_3$
12	I(V)	Pb(II)	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO}$
13	Cr(VI)	Na	$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
14	Se(VI)	Li	$\text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \underline{\text{ZnOHNO}_3} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnO}$
15	C(IV)	Mg	$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \underline{\text{ZnSO}_4} \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
16	Br(III)	Ba	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \underline{(\text{CuOH})_2\text{SO}_4} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$
17	Br(V)	Cr(III)	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \underline{\text{CaOHCl}} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
18	P(III)	Mo(II)	$\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \underline{\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2} \rightarrow \text{Fe(H}_2\text{PO}_4)_2$
19	B(III)	Ca	$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \underline{\text{MgOHCl}} \rightarrow \text{MgCl}_2$
20	I(III)	Be	$\text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \underline{\text{MgOHCl}} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO}$

21	As(V)	Rb	$C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow \underline{Na_2CO_3} \rightarrow NaHCO_3$
22	Mn(VII)	Ti(II)	$Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow \underline{Cu(NO_3)_2} \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHNO_3$
23	As(III)	Hg(II)	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow \underline{Al(OH)_2Cl}$
24	Mn(VI)	Pt(II)	$Al(OH)_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow \underline{Al_2(SO_4)_3} \rightarrow AlOHSO_4$
25	V(V)	Co(II)	$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow \underline{CaOHCl} \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2$
26	Mo(VI)	Bi(II)	$Be \rightarrow BeO \rightarrow \underline{BeSO_4} \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow K_2BeO_2$
27	Mn(IV)	Cu(I)	$Sn \rightarrow SnCl_2 \rightarrow Sn(NO_3)_2 \rightarrow \underline{SnOHNO_3} \rightarrow Sn(OH)_2$
28	W(VI)	V(II)	$Ni \rightarrow NiO_2 \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow \underline{(NiOH)_2SO_4}$
29	Au(III)	Pd(II)	$N_2 \rightarrow N_2O_5 \rightarrow HNO_3 \rightarrow \underline{CuOHNO_3} \rightarrow Cu(NO_3)_2$
30	Fe(III)	Sr	$HgCl_2 \rightarrow HgS \rightarrow Hg \rightarrow \underline{Hg(NO_3)_2} \rightarrow HgO$

Лабораторна робота №4 **Тема: «Комплексні сполуки»**

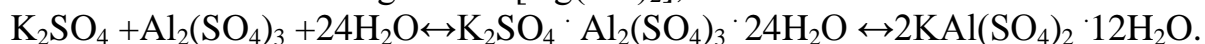
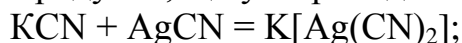
Теоретична частина

Комплексними сполуками називають речовини, у вузлах кристалічних ґраток яких містяться складні часточки, побудовані за рахунок координації одним атомом (іоном) електронейтральних молекул або протилежно заряджених іонів (простих або складних). Ці складні часточки – комплексні іони – здатні до самостійного існування при переході речовини у розчинений або розплавлений стан.

Комплексні сполуки складають найбільш поширений та різноманітний клас неорганічних сполук. До них належать також металоорганічні сполуки, які зв'язують разом неорганічну та органічну хімію. Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їх здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції. Механізм майже всіх каталітичних реакцій ґрунтується на утворенні проміжних активованих комплексів. Деякі комплексні сполуки з органічними аміносполуками є біологічними каталізаторами – ферментами. Багато комплексних сполук – вітамін В₁₂, гемоглобін, хлорофіл та інші – відіграють велику роль у фізіологічних та біохімічних процесах. Не виключено, що всі

мікроелементи (цинк, купрум, кобальт, бор, магній та ін.), без яких не можуть відбуватися процеси життєдіяльності, перебувають у живих тканинах у вигляді комплексних сполук.

Назву «комплексні сполуки» часто пов'язують з назвою «подвійні солі», тому що більшість комплексних та подвійних солей можна розглядати як продукти, що утворені двома металами та одною кислотою:

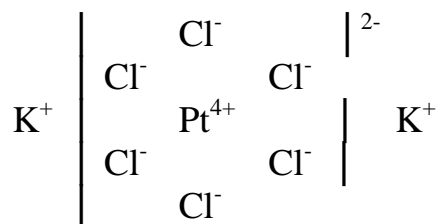


Комплексні сполуки та подвійні солі відрізняють значенням константи нестійкості. Для подвійних солей $K_{\text{нест.}} = 10^{-1}$.

Будову та властивості комплексних сполук пояснює координаційна теорія, яка була запропонована у 1893 р. А. Вернером.

Основні положення координаційної теорії:

У комплексних сполуках розрізняють внутрішню та зовнішню сфери. Внутрішня сфера (або комплекс) складається з центрального атома (комплексоутворювача) та лігандів (адендів), які розміщуються (координуються) навколо нього. Іони, що не входять у внутрішню сферу, складають зовнішню сферу комплексної сполуки. Наприклад, у комплексній сполуці $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ згідно з координаційною теорією:



Іони K^+ складають зовнішню сферу; катіон Pt^{4+} - центральний атом або комплексоутворювач, 6 аніонів Cl^- – це ліганди, які координуються навколо комплексоутворювача та разом з ним складають внутрішню сферу.

Центральними атомами в комплексних (координаційних) сполуках найчастіше є позитивно заряджені іони або атоми d- елементів. Дуже рідко комплексоутворювачами виступають атоми лужних або лужно-земельних металів. Деякі неметали, наприклад, бор, силіцій, нітроген, фосфор, також можуть бути комплексоутворювачами.

Лігандами можуть виступати:

- прості (Cl^- , Br^- , I^-) або складні (CN^- , OH^- , NO_2^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-}) іони,
- нейтральні молекули, у більшості полярні, як неорганічні (NH_3 , H_2O , CO), так й органічні ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$).

Кількість лігандів, які координуються навколо центрального атому, називають координаційним числом (к.ч.) комплексоутворювача.

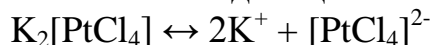
Кількість місць, яке займає кожний ліганд у внутрішній сфері комплексу, називають дентантністю ліганду або його координаційною

ємністю. Ліганди, що займають у координаційній сфері одно місце, називають монодентантними (Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NH_3 , H_2O). Ліганди, що займають у координаційній сфері два або кілька місць, називають ді- або полідентантними ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$).

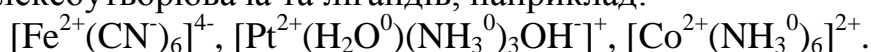
Отже, визначення координаційного числа, як числа лігандів, не є точним. Правильніше було б називати координаційним числом кількість хімічних зв'язків (σ), якими комплексоутворювач приєднує ліганди. Адентантність ліганда – це кількість хімічних зв'язків (σ), якими кожний з лігандів приєднується до комплексоутворювача.

Значення координаційного числа залежить, насамперед, від ступеня окислення центрального іона. Найхарактерніші координаційні числа комплексоутворювача зі ступенями окислення +1; +2; +3; +4 дорівнюють відповідно 2; 4 та 6; 6 та 4; 8. Так, для комплексоутворювачів Pt(IV), Cr(III), Co(III), Fe(III), найчастіше к.ч. = 6; для комплексоутворювача Cu(II) к.ч. = 4 та 6; комплексоутворювачів Zn, Pb(II), Pt(II) к.ч. = 4; комплексоутворювачів Ag(I), Cu(I), Au(I) к.ч. = 2. Ці координаційні числа відповідають максимальному насиченню координаційної сфери (координаційно насичені сполуки).

При написанні формул комплексних сполук прийнято відокремлювати внутрішню сферу від зовнішньої квадратними дужками. Внутрішня сфера при розчиненні в значній мірі зберігає стабільність. Іони, які знаходяться у зовнішній сфері у розчинах легко відокремлюються. Тому говорять, що у внутрішній сфері іони та молекули зв'язані неіоногенно, а у зовнішній – іоногенно. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості та комплексні іони:



Заряд комплексного іону визначається як алгебраїчна сума зарядів комплексоутворювача та лігандів, наприклад:



Класифікація комплексних сполук

Комплексні сполуки класифікують за знаком комплексного іону та залежно від природи лігандів.

За знаком електричного заряду розрізняють такі комплекси:

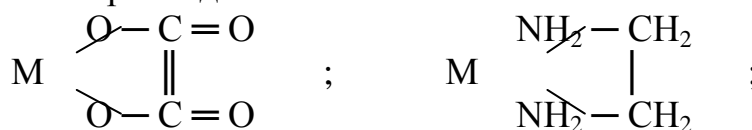
- катіонні - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$, $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{OH}]^+$,
- аніонні - $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$,
- нейтральні – $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$, $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]^0$.

Нейтральні комплекси не мають зовнішньої сфери.

Залежно від природи лігандів комплексні сполуки поділяють на такі типи:

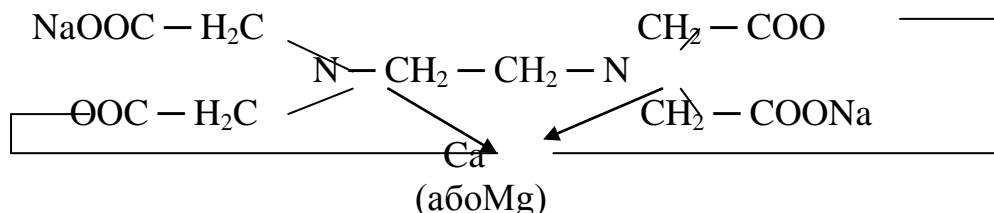
1. Амінокомплекси або аміакати (ліганди – молекули аміаку NH_3), наприклад: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;

2. Аквакомплекси (ліганди – молекули води H_2O), наприклад: $[Al(H_2O)_6]Cl_3$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Co(H_2O)_6]Cl_2$;
3. Ацидокомплекси (ліганди – аніони кислотних залишків CN^- , SCN^- , F^- , Cl^- , Br^- , I^- , NO_2^- , $S_2O_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$), наприклад: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_2[PtCl_4]$, $[Fe(SCN)_3]$, $Na_3[AlF_6]$, $K_3[Ag(S_2O_3)_2]$;
4. Гідроксокомплекси (ліганди – гідроксогрупи OH^-), наприклад: $K_2[Zn(OH)_4]$; $K[Al(OH)_4]$; $Na_3[Al(OH)_6]$; $Na_2[Pt(OH)_6]$;
5. Комплекси змішаного типу вміщують кілька лігандів різної хімічної природи, наприклад: $[Al(H_2O)_5OH]Cl_2$; $[Pt(H_2O)(NH_3)_3OH]NO_3$; $K[Pt(NH_3)Cl_3]$. Щоб правильно записати формулу комплексу змішаного типу, треба спочатку записати комплексоутворювач, потім електронейтральні ліганди і, нарешті, ліганди з негативним зарядом. Ліганди, однакові за типом заряду, але різні за хімічним складом, записують у порядку розміщення елементів в ряду неметалів зліва направо незалежно від складності лігандів. Наприклад, H_2O записують перед NH_3 ; CN^- перед Cl^- ; NO_2^- перед OH^- .
6. Циклічні або хелатні комплексні сполуки вміщують ді- або полідентантні ліганди, зв'язані з центральним атомом декількома хімічними зв'язками. Наприклад:



де: М – центральний атом, $C_2O_4^{2-}$ та $C_2H_4(NH_2)_2^{2-}$ - дідентантні ліганди.

До хелатних комплексів належать внутрішньокомплексні сполуки, в яких центральний атом входить до складу циклу, утворюючи ковалентні зв'язки як за обміном, так й за донорно-акцепторним механізмом. Наприклад, комплексон III або трилон Б (двунатрієва сіль етилендіамінотетраоцтової кислоти), який застосовують для визначення загальної твердості води, здатний утворювати з іонами магнію та, особливо, кальцію малодисоційовані комплекси:



Усі перелічені типи комплексних сполук мають один центральний атом і тому належать до однойдерних.

Існують також комплексні сполуки, які містять два або більше центральних атомів, сполучених між собою за допомогою окремих атомів або груп атомів. Такі комплексні сполуки називаються поліядерними. До них належать:

- Ізополікислоти, наприклад: дихроматна $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; дифосфатна $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; тетраборатна $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$.
- Гетерополікислоти, наприклад: фосфорномолібдатна $\text{H}_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$; силіціймолібдатна $\text{H}_4[\text{Si}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$; силіційвольфраматна $\text{H}_4[\text{Si}(\text{W}_3\text{O}_{10})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$; германіймолібдатна $\text{H}_4[\text{GeMo}_{12}\text{O}_{40}]$.
- Комплекси з містковими лігандами – вони зв'язують одночасно два комплексоутворювача, наприклад: $[\text{Cl}_2 \text{AlCl}_2 \text{AlCl}_2]$.
- Кластерні сполуки, центральні атоми яких зв'язані між собою безпосередньо, наприклад: $[(\text{CO})_5\text{Mn} - \text{Mn}(\text{CO})_5]$.

Номенклатура комплексних сполук

Назва комплексних сполук згідно з міжнародною номенклатурою утворюється, як і назви звичайних солей. Спочатку вказують аніон у називному відмінку, а потім катіон у родовому відмінку. Кількість лігандів, які входять до складу комплексу, позначають грецьким числівником: 1 – моно-, 2 – ді-, 3 – три-, 4 – тетра-, 5 – пента-, 6 – гекса-, 7 – гепта-, 8 – окта-. Ліганди називають: H_2O – аква-, NH_3 – амін-, CN^- – ціано-, SCN^- – родано-, OH^- – гідроксо-, NO_2^- – нітро-, Cl^- – хлоро-, Br^- – бромо-, I^- – йодо-.

У назві комплексного аніону спочатку перелічують ліганди з вказівкою їх кількості, а потім вказують назву комплексоутворювача (латинською) із закінченням «-ат» та ступень його окислення у дужках римською цифрою. Назви катіона та аніона записують окремо. Наприклад: $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ – гексафтороалюмінат натрію; $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – тетрагідроксоцинкат калію; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферат(II) калію; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферат(III) калію; $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$ – трихлороамінплатинат(II) калію.

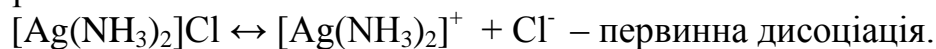
У назві комплексного катіону спочатку в називному відмінку записують назву аніону, далі перелічують ліганди з вказівкою їх кількості, а потім називають комплексоутворювач українською мовою у родовому відмінку та його ступінь окислення (римська цифра у дужках). Назви катіона та аніона записують окремо. Наприклад: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]\text{Cl}_2$ – хлорид моногідроксопентаакваалюмінію; $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_3\text{OH}]\text{NO}_3$ – нітрат моногідроксотриамінмоноакваплатіни(II); $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексааквахрому(III); $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамінцинку.

У назві нейтрального комплексу перелічують усі ліганди з вказівкою їх кількості, а потім називають українською комплексоутворювач у називному відмінку. Всю назву записують одним словом. Наприклад: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамінкобальт(III); $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ – трироданоферат(III).

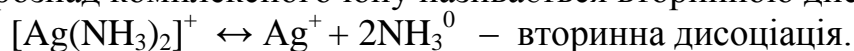
Дисоціація комплексних сполук

У водних розчинах комплексні сполуки дисоціюють на іони внутрішньої та зовнішньої сфери. Іони зовнішньої сфери зв'язані з

комплексним іоном (внутрішньою сферою) електростатичними силами та легко відщеплюються у водному розчині. Таку дисоціацію комплексної сполуки називають первинною – вона відбувається за типом дисоціації сильних електролітів.



Ліганди, які знаходяться у внутрішній сфері, зв'язані з центральним атомом значно сильніше і відщеплюються лише незначною мірою. Обратний розпад комплексного іону називається вторинною дисоціацією.



Вторинна дисоціація комплексного іону може бути описана згідно із законом діючих мас, як дисоціація слабкого електроліту. Вона може бути кількісно охарактеризована константою нестійкості комплексного іону:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]}$$

Константа нестійкості є мірою стійкості комплексного іону. Чим менше константа нестійкості, тим стійкіший комплексний іон. Величини констант нестійкості деяких комплексних іонів надані у додатку №4. Іноді замість константи нестійкості використовують константу стійкості. Вона є оберненою величиною константи нестійкості:

$$K_{\text{ст.}} = \frac{1}{K_{\text{нест.}}}$$

Просторова будова та ізомерія комплексних сполук

Механізм утворення комплексних сполук найчастіше пояснюють за допомогою методу валентних зв'язків. Взаємодію між комплексоутворювачем та лігандами слід розглядати як донорно-акцепторний зв'язок за рахунок електронних пар лігандів (донори). При цьому орбіталі центрального атома (акцептора), що беруть участь у зв'язку, підлягають гібридизації. Тип гібридизації визначається як електронною структурою комплексоутворювача, так й кількістю, природою та електронною структурою лігандів. Гібридизація електронних орбіталей комплексоутворювача в свою чергу зумовлює геометрію комплексу. При утворенні комплексу під впливом лігандів може змінюватися характер розподілу електронів на зовнішніх орбіталях.

Для комплексних сполук з координаційним числом (к.ч.) = 2 найхарактернішою є лінійна будова. Для сполук з к.ч. = 4 характерні дві геометричні конфігурації: квадрат та тетраедр. Сполукам з к.ч. = 6 найчастіше відповідає конфігурація октаедр, в центрі якого розташований комплексоутворювач, а у вершинах – ліганди. У комплексних сполуках з к.ч. = 4 тетраедрична конфігурація забезпечується sp^3 -гібридизацією електронних орбіталей комплексоутворювача, а квадратна – d^2sp^2 - та d^2p^2 -гібридизацією ($[\text{AuCl}_4]^-$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$). У комплексних сполуках з к.ч. = 6 октаедрична структура зумовлена d^2sp^3 -гібридизацією. У комплексних

сполуках з к.ч. = 2 лінійна будова комплексу відповідає sp -гібридизації електронних орбіталей комплексоутворювача ($[Ag(NH_3)_2]^+$).

При утворенні комплексу в межах однієї координаційної сфери може змінюватися розміщення лігандів, спостерігатися обмін їх місцями із зовнішніми іонами або змінюватися характер приєднання до центрального атому. Все це призводить до змін властивостей сполуки, тобто до ізомерії.

Для комплексних сполук характерні такі види ізомерії: а) геометрична – цис- і транс-ізомерія; б) оптична – дзеркальна ізомерія; в) гідратна (сольватна) ізомерія; г) іонізаційна ізомерія; д) координаційна ізомерія; є) ізомерія зв'язку.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: досліджування комплексних сполук: вивчити основні типи та номенклатуру, просторову структуру, хімічні властивості та процеси комплексоутворення.

Прилади та реактиви: штатив з пробірками; дистильована вода; скляні трубочки та палички; бюкс з кристалогідратом $CoCl_2 \cdot 6H_2O$; мікрошпатель; склянки з розчинами: $NiSO_4$; $CuSO_4$; $NaOH$; $Bi(NO_3)_3$; $AgNO_3$; $KI(0,5н.)$; $Na_2S_2O_3(1н.)$; $FeCl_3$; NaF ; $CdCl_2$; $CdSO_4$; Na_2S ; HCl ; $NiSO_4$; $NH_4OH(25\%)$; $Hg(NO_3)_2$; $NH_4SCN(насич.)$; $Co(NO_3)_2$; $CuCl_2$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $K_3[Fe(CN)_6]$; $KSCN$; $FeSO_4$; $NaCl$; $KI(0,1н.)$; $(NH_4)_2S$; $HNO_3(2н.)$.

Хід визначення.

Дослід 1. Утворення сполук з комплексним катіоном

1.1. Отримання амінокомплексів нікелю та купруму.

У дві пробірки з розчином сульфату нікелю $NiSO_4$ та розчином сульфату міді $CuSO_4$ додати невелику кількість їдкою натру $NaOH$. В результаті проведених реакцій отримують у першій пробірці - осад гідроксиду нікелю(II), а у другій – осад гідроксиду купруму(II). У кожену пробірку до осаду додайте по краплях 25%-й розчин гідроксиду амонію до їх повного розчинення у результаті отримання комплексних основ. Порівняйте забарвлення іонів Ni^{2+} та Cu^{2+} з кольором утворених комплексних основ. Присутність яких іонів надає забарвлення розчинам комплексних основ?

Напишіть: реакції утворення осадів $Ni(OH)_2$ та $Cu(OH)_2$ у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; реакції утворення комплексних основ нікелю та купруму у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, враховуючи, що координаційне число нікелю = 6, а координаційне число купруму = 4. Дайте назву комплексним сполукам за міжнародною номенклатурою. Укажіть

комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки.

1.2. Отримання аквакомплексу кобальту.

У пробірку внесіть 4-5 крапель дистильованої води, а потім додайте мікрошпатель кристалів $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ та перемішайте скляною паличкою. Відзначте забарвлення отриманого розчину комплексної сполуки, який вміщується у водному розчині кристалогідрату.

Напишіть хімічну формулу аквакомплексу, враховуючи, що координаційне число іонів кобальту = 6. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки.

Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном

2.1. Отримання ацидокомплексу.

У пробірку з 3-4 краплями розчину нітрату вісмуту $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ додайте по краплям 0,5н. розчин йодиду калію KI до випадіння темно-бурого осаду йодиду вісмуту(III). Потім додайте ще 2-3 краплі йодиду калію до повного розчинення осаду з утворенням комплексної сполуки (емпірична формула якої $\text{KI} \cdot \text{BiI}_3$). Відзначте забарвлення отриманого розчину комплексної сполуки. Який з іонів: K^+ , I^- , Bi^{3+} обумовлює цей колір? Який з іонів (K^+ , I^- , Bi^{3+}) є комплексоутворювачем? Які іони є лігандами? Які іони знаходяться у зовнішній сфері?

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду йодиду вісмуту(III) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки (ацидокомплексу) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації ацидокомплексу.

2.2. Отримання комплексної сполуки дітіосульфатоаргентата натрію.

У пробірку з 2-3 краплями розчину нітрату аргентуму AgNO_3 додайте по краплям 1н. розчин тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до випадіння осаду тіосульфату аргентуму. Потім додайте ще декілька крапель розчину тіосульфату натрію до повного розчинення осаду з утворенням комплексної сполуки.

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду тіосульфату аргентуму у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді та її координаційну формулу, враховуючи, що

координаційне число іону аргентуму (Ag^+) = 2. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

2.3. Отримання сполуки з комплексним аніоном $[\text{FeF}_6]^{3-}$.

У пробірку з 2мл розчину хлориду феруму(III) FeCl_3 додайте по краплям 4мл розчину NaF . Спостерігайте зникнення жовтого забарвлення внаслідок утворення комплексного аніону $[\text{FeF}_6]^{3-}$.

Напишіть рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді та її координаційну формулу. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

2.4. Отримання сполуки з комплексним аніоном $[\text{CdCl}_4]^{2-}$.

У пробірку з 2-3мл розчину хлориду (або сульфату) кадмію(II) CdCl_2 (CdSO_4) додайте по краплям таку ж кількість розчину Na_2S . Спостерігайте випадіння осаду сульфїду кадмію жовто – оранжевого кольору. Сульфїд кадмію розчиняється у концентрованій соляній кислоті (HCl) при нагріванні. Розчинення відбувається внаслідок зв'язування іонів Cd^{2+} у комплексні аніони $[\text{CdCl}_4]^{2-}$.

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду CdS у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді та її координаційну формулу, враховуючи, що координаційне число іону кадмію (Cd^{2+}) = 4. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Укажіть комплексоутворювач (його ступінь окислення та координаційне число), ліганди (їх дентантність), зовнішню та внутрішню сфери комплексної сполуки. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

Дослід 3. Утворення сполуки, яка містить комплексний аніон та комплексний катіон.

У пробірку з 2-3 краплями розчину гексаціаноферату(II) калію $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ додайте 3-4 краплі розчину сульфату нікелю NiSO_4 до випадіння осаду гексаціаноферату(II) нікелю. Потім додайте по краплям 25%-й розчин гідроксиду амонію NH_4OH до повного розчинення осаду. Через 1-2 хв. з отриманого розчину почнуть випадати блідо – лілові кристали комплексної солі $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Напишіть: рівняння реакції утворення осаду у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді; рівняння реакції утворення

комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. Дайте назву комплексній сполуці за міжнародною номенклатурою. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації комплексної сполуки.

Дослід 4. Реакції обміну комплексних сполук

4.1. Реакція обміну тетрароданомеркурату амонію з нітратом кобальту.

Приготуйте розчин тетрароданомеркурату амонію. Для цього у пробірку з 3 краплями розчину нітрату ртуті ($\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$) насичений розчин роданіду амонію (NH_4SCN) до повного розчинення осаду роданіду ртуті ($\text{Hg}(\text{SCN})_2$), який утворюється спочатку. До отриманої комплексної сполуки додайте 4-5 крапель розчину нітрату кобальту ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$) та струшуйте пробірку для прискорення утворення осаду тетрароданомеркурату кобальту. Спостерігайте забарвлення осаду.

Напишіть рівняння реакції взаємодії роданіду ртуті з надлишком роданіду амонію у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. У комплексній сполуці, що утворилася, координаційне число ртуті = 4.

Напишіть рівняння реакції обміну тетрароданомеркурату амонію з нітратом кобальту у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука тетрароданомеркурат(II) кобальта.

4.2. Реакція обміну гексаціаноферату(II) калію з сульфатом купрум(II).

У пробірку з 4-5 краплями розчину сульфату (або хлориду) купрум(II) CuSO_4 (CuCl_2) додайте невелику кількість жовтої кров'яної солі (гексаціаноферату(II) калію) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до випадіння осаду цегельно – червоного кольору: гексаціаноферату(II) купрум(II).

Напишіть рівняння реакції обміну гексаціаноферату(II) калію з сульфатом купрум(II) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука гексаціаноферат(II) купрум(II).

4.3. Реакція утворення осаду берлінської лазурі.

У пробірку з 2-3мл розчину солі ферум(III) додайте невелику кількість жовтої кров'яної солі (гексаціаноферату(II) калію) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до випадіння темно-синього осаду берлінської лазурі - гексаціаноферату(II) заліза(III) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

Напишіть рівняння реакції обміну гексаціаноферату(II) калію з сульфатом (або хлоридом) ферум(III) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука гексаціаноферат(II) заліза(III).

4.4. Реакція утворення осаду турнбулевої сині.

У пробірку з 2-3мл розчину солі феруму(II) додайте невелику кількість червоної кров'яної солі (гексаціаноферату(III) калію) $K_3[Fe(CN)_6]$ до випадіння синього осаду турнбулевої сині - гексаціаноферату(III) заліза(II) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

Напишіть рівняння реакції обміну гексаціаноферату(III) калію з сульфатом (або хлоридом) феруму(II) у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді, в результаті якої утворилася нерозчинна комплексна сполука гексаціаноферат(III) заліза(II).

Зробіть висновок.

Дослід 5. Різниця між простими та комплексними іонами феруму(III).

А) У пробірку з 2-3мл розчину $FeCl_3$ додати невелику кількість розчину $KSCN$. Спостерігайте появлення кров'яно – червоного забарвлення внаслідок утворення роданіду феруму(III) $Fe(SCN)_3$. Ця реакція характерна для визначення у розчині вільного іону Fe^{3+} . Напишіть рівняння реакції у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді.

Б) Зробіть аналогічний дослід, взяв замість розчину $FeCl_3$ розчин червоної кров'яної солі (гексаціаноферату(III) калію) $K_3[Fe(CN)_6]$. Спостерігайте реакцію та переконайтесь, що розчин не вміщує іонів Fe^{3+} .

В) В одну пробірку налейте 2-3мл розчину $FeCl_3$, а у другу – таку ж кількість розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Додайте у кожен пробірку однакову кількість розчину $FeSO_4$. Спостерігайте відсутність змін у першій пробірці та утворення осаду турнбулевої сині у другій пробірці (характерна реакція визначення комплексного іону $[Fe(CN)_6]^{3-}$).

Напишіть рівняння реакції у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. Зробіть висновок.

Дослід 6. Стійкість та руйнування комплексних іонів.

Порівняння стійкості комплексних іонів.

У двох пробірках отримайте хлорид аргентуму, даючи до 2-3мл розчину нітрату аргентуму $AgNO_3$ таку ж кількість розчину хлориду натрію $NaCl$. В першу пробірку додайте 25%-й розчин гідроксиду амонію NH_4OH до повного розчинення осаду, у другу – 1н. розчин тіосульфату натрію $Na_2S_2O_3$ також до повного розчинення осаду. В обидві пробірки додайте по дві краплі 0,1н. розчину йодиду калію KI та злегка струсніть їх. У якій пробірці випадає осад йодиду аргентуму AgI , що не зникає при струшуванні?

Напишіть рівняння хімічних реакцій утворення обох комплексних сполук (координаційне число іону $\text{Ag}^+ = 2$) та рівняння їх електролітичної дисоціації. Поясніть утворення осаду AgI , користаючись рівнянням дисоціації відповідного комплексного іону. Яка з отриманих комплексних сполук більш стійка? Напишіть вираження для констант нестійкості обох комплексів та вирішіть за результатами досліду, яка з констант має менше значення. Перевірте свій висновок з даними додатку №4.

6.2. Руйнування комплексної сполуки при осадженні комплексоутворювача.

Отримайте у пробірці комплексну сполуку, додаючи до декількох крапель розчину сульфату купруму(II) CuSO_4 2н. розчин гідроксиду амонію NH_4OH до повного розчинення осаду гідрокосульфату купруму(II) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, який спочатку випадає. Відзначте колір отриманої комплексної сполуки та напишіть рівняння взаємодії сульфату купруму(II) з гідроксидом амонію (координаційне число $\text{Cu}^{2+} = 4$).

Додайте до отриманого розчину 2-3 краплі розчину сульфід амонію $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Яка речовина випадає у осад? Напишіть рівняння дисоціації комплексної солі та її комплексного іону. У якому напрямі зсувається рівновага дисоціації комплексного іону при дії на нього $(\text{NH}_4)_2\text{S}$? Чому? Що відбувається з комплексною сполукою при цьому? Напишіть рівняння реакції комплексної солі з $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді. Зробіть висновок.

6.3. Руйнування комплексного іону при утворенні більш стійкого комплексу.

У пробірці отримайте хлорид аргентуму AgCl (як у досліді 6.1.) та розчиніть його у 25%-му розчині гідроксиду амонію NH_4OH . Напишіть рівняння утворення комплексної сполуки (координаційне число $\text{Ag}^+ = 2$).

До розчину комплексної солі додайте 2н. розчин нітратної кислоти HNO_3 до випадіння білого осаду хлориду аргентуму. Напишіть рівняння реакції комплексної солі з HNO_3 у молекулярному та іонному (повному і скороченому) виді.

Як впливає утворення більш стійкого комплексного іону з комплексоутворювачем NH_4^+ на рівновагу дисоціації комплексного іону з комплексоутворювачем Ag^+ ? Чому знову випадає осад хлориду аргентуму? Зробіть висновок.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Який клас сполук називають комплексними?
2. Чому назва «комплексні сполуки» пов'язана з назвою «подвійні солі»?

3. Яка наукова теорія пояснює будову та основні властивості комплексних сполук? Ким вона була сформульована?
4. Які види сфер розрізняють у координаційних сполуках та як їх називають? Яка із сфер у водному розчині практично не дисоціює на іони?
5. Які частинки комплексного іону називають комплексоутворювачем (центральною атомом), та які – лігандами?
6. Атоми яких елементів (s-, p-, d-, f-) частіше виступають як комплексоутворювач?
7. Як визначають заряд центрального атому (комплексоутворювача)?
8. Які частинки можуть бути лігандами?
9. Що називають координаційним числом комплексоутворювача?
10. Як визначають заряд комплексного іону?
11. Що називають координаційною ємністю (дентантністю) лігандів?
12. Як складають назви комплексів: аніонних, катіонних, електронейтральних?
13. Як з точки зору валентних зв'язків пояснюють механізм утворення та структуру комплексів?
14. Як дисоціюють водні розчини комплексних сполук? Яку дисоціацію називають первинною, яку – вторинною?
15. Що таке константа нестійкості комплексного іону? Як вона характеризує стійкість комплексу при розпаді?

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи

Для запропонованого варіанту:

1. Дати назву комплексній сполуці згідно з міжнародною номенклатурою та визначити, до якого типу комплексних сполук вона належить.
2. Визначити комплексоутворювач, його координаційне число та ступінь окислення. До якого сімейства (s-, p-, d-, f-) належить атом комплексоутворювача? Визначити, які іони або молекули є лігандами у комплексній сполуці. Визначити дентантність лігандів.
3. Напишіть рівняння реакції електролітичної дисоціації розчину наведеної у варіанті комплексної сполуки у молекулярному та іонному (повному та скороченому виді). Визначте її зовнішню та внутрішню (координаційну) сфери та їх ступені окислення. Напишіть рівняння реакції руйнування комплексного іону (координаційної сфери) та вираження його константи нестійкості.
4. Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу іону комплексоутворювача. Визначте тип гібридизації атомних орбіталей іону комплексоутворювача та просторову структуру комплексного іону.

№ варіанту	Комплексна сполука	№ варіанту	Комплексна сполука
1	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$	16	$\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$
2	$\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_6]$	17	$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$
3	$\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]$	18	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$
4	$\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$	19	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$
5	$\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$	20	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
6	$[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_2$	21	$\text{Na}_2[\text{HgCl}_4]$
7	$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$	22	$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$
8	$\text{Na}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$	23	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$
9	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	24	$\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$
10	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$	25	$\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$
11	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	26	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$
12	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$	27	$\text{H}[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$
13	$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_4]$	28	$\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$
14	$\text{Na}_2[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$	29	$\text{H}_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$
15	$\text{K}[\text{AuCl}_4]$	30	$\text{Cr}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_2\text{Br}_2]_3$

Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень.

Виконуючи лабораторну роботу студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.д. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з коротким описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 7) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 8) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Малюнки приладів, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Значення символів і коефіцієнтів, що входять у формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.

Виконавши лабораторну роботу, студент повинен оформити звіт, тобто протокол лабораторної роботи у лабораторному журналі. Основні пункти протоколу:

- Тема лабораторної роботи.
- Мета лабораторної роботи.
- Коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи.
- Короткий опис принципу методу дослідження з приведенням хімічних рівнянь.
- Реактиви, хімічний посуд та прилади, що застосовують.
- Короткий опис ходу виконання дослідження.
- Написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють дослід.
- Розрахунки.
- Висновки.

Для представлення та захисту лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу неорганічної хімії.

Тиск водяної пари при різних температурах (мм рт. ст.)

t °C	P мм рт.ст.	t °C	P мм рт.ст.	t °C	P мм рт.ст.	t °C	P мм рт.ст.
0	4,58	25	23,76	50	92,51	75	289,1
1	4,93	26	35,21	51	97,20	76	301,4
2	5,29	27	26,74	52	102,1	77	314,1
3	5,69	28	28,35	53	107,2	78	327,3
4	6,10	29	30,04	54	112,5	79	341,0
5	6,54	30	31,82	55	118,0	80	355,1
6	7,01	31	33,70	56	123,8	81	369,7
7	7,51	32	35,66	57	129,8	82	384,9
8	8,05	33	37,73	58	136,1	83	400,6
9	8,61	34	39,90	59	142,6	84	416,8
10	9,21	35	42,18	60	149,4	85	433,6
11	9,84	36	44,56	61	156,4	86	450,9
12	10,52	37	47,07	62	163,8	87	468,7
13	11,23	38	49,69	63	171,4	88	487,1
14	11,99	39	54,44	64	179,3	89	506,1
15	12,79	40	55,32	65	187,5	90	525,76
16	13,63	41	58,34	66	196,1	91	546,05
17	14,53	42	61,50	67	205,1	92	566,99
18	15,48	43	64,80	68	214,2	93	588,60
19	16,48	44	68,26	69	223,7	94	610,90
20	17,54	45	71,88	70	233,7	95	633,90
21	18,65	46	75,65	71	243,9	96	657,62
22	19,83	47	79,60	72	254,6	97	682,07
23	21,07	48	83,71	73	265,7	98	707,27
24	22,38	49	88,02	74	277,2	99	733,24
						100	760,00

Таблиця розчинності солей та основ у воді

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

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

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																											
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																			
1	H Гідроген Водень 1 1,0079										He Гелій 2 4,0026	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Протонне число (порядковий номер)</p> <p>26 55,847</p> <p>Fe</p> <p>Хімічний символ</p> <p>Традиційна назва простої речовини</p> <p>Відносна атомна маса</p> <p>Назва елемента</p> </div>															
2	Li Літій 3 6,941	Be Берилій 4 9,0122	B Бор 5 10,811	C Карбон Вуглець 6 12,011	N Нітроген Азот 7 14,007	O Оксиген Кисень 8 15,999	F Флуор Фтор 9 18,998	Ne Неон 10 20,179																			
3	Na Натрій 11 22,990	Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,982	Si Силіцій 14 28,086	P Фосфор 15 30,974	S Сульфур Сірка 16 32,066	Cl Хлор 17 35,453	Ar Аргон 18 39,948																			
4	K Калій 19 39,098	Ca Кальцій 20 40,078	21 44,956	Sc Скандій 22 47,88	Ti Титан 23 50,942	V Ванадій 24 51,996	Cr Хром 25 54,938	Mn Манган 26 55,847	Fe Ферум Залізо 27 58,933	Co Кобальт 28 58,69	Ni Нікель 29 58,69																
	29 63,546	Cu Купрум Мідь 30 65,39	Zn Цинк 31 69,723	Ga Галій 32 72,59	Ge Германій 33 74,922	As Арсен 34 78,904	Se Селен 35 79,904	Br Бром 36 83,80	Kr Криптон																		
5	Rb Рубідій 37 85,468	Sr Стронцій 38 87,62	39 88,906	Y Ітрій 40 91,224	Zr Цирконій 41 92,906	Nb Ніобій 42 95,94	Mo Молібден 43 [99]	Tc Технецій 44 101,07	Ru Рутеній 45 102,91	Rh Родій 46 106,42	Pd Паладій																
	47 107,87	Ag Аргентум Срібло 48 112,41	Cd Кадмій 49 114,82	In Індій 50 118,71	Sn Станум Олово, цина 51 121,75	Sb Стибій 52 127,60	Te Телур 53 126,90	I Іод Йод 54 131,29	Xe Ксенон																		
6	Cs Цезій 55 132,91	Ba Барій 56 137,33	57 138,91	*La Лантан 72 178,49	Hf Гафній 73 180,95	Ta Тантал 74 183,85	W Вольфрам 75 186,21	Re Реній 76 190,2	Os Осмій 77 192,22	Ir Іридій 78 195,08	Pt Платина																
	79 196,97	Au Аурум Золото 80 200,59	Hg Меркурій Ртуть 81 204,38	Tl Талій 82 207,2	Pb Плюмбум Свинець, оливо 83 208,98	Bi Бісмут 84 [209]	Po Полоній 85 [210]	At Астат 86 [222]	Rn Радон																		
7	Fr Францій 87 [223]	Ra Радій 88 226,03	89 **Ac Активний [227]	104 [261]	Db Дубній 105 [262]	Jl Джологій 106 [263]	Rf Резерфордій 107 [262]	Bh Борій 108 [265]	Hn Ганій 109 [266]	Mt Майтнерій 110 58,69	Uun Уунній																
* Лантаноїди																											
58 140,12	Ce Церій	59 140,91	Pr Празеодин	60 144,24	Nd Неодим	61 [147]	Pm Прометій	62 150,36	Sm Самарій	63 151,96	Eu Європій	64 157,25	Gd Гадоліній	65 158,93	Tb Тербій	66 162,50	Dy Диспрозій	67 164,93	Ho Гольмій	68 167,26	Er Ербій	69 168,93	Tm Тулій	70 173,04	Yb Ітербій	71 174,97	Lu Лютецій
** Актиноїди																											
90 238,04	Th Торій	91 [231]	Pa Протактіній	92 238,03	U Уран	93 [237]	Np Нептуній	94 [244]	Pu Плутоній	95 [243]	Am Америцій	96 [247]	Cm Кюрій	97 [247]	Bk Берклій	98 [251]	Cf Каліфорній	99 [252]	Es Ейнштейній	100 [257]	Fm Фермій	101 [258]	Md Менделєвій	102 [259]	No Нобелій	103 [260]	Lr Лоуренсій

Константи нестійкості деяких комплексних йонів

Комплексний іон	K_H	Комплексний іон	K_H
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Hg}(\text{CN})]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-41}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-13}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-25}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Учебное пособие для вузов. /Под ред. В.А. Рабиновича./- Л.: Химия, 1985.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988.
4. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадьгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.:Высш.шк., 2002.

Додаткова

5. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія: Навч. посібник для студ. хіміко-технологічних та нехімічних спеціальностей. – Київ.: ІЗМН, 1997.
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Ученик для Химико-технологических вузов. – 2-е изд. перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988.
7. Степаненко О.М., Рейтер Л.Т., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. – Київ.: Пед. преса., 2000.
8. Лабораторный практикум по общей химии. Под ред. А.А. Таперовой. – М.: Высш. шк., 1969.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	3
Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт.....	5
Загальні правила роботи в лабораторії.....	7
Лабораторна робота №1 «Зважування на терезах».....	9
Лабораторна робота №2 «Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню».....	16
Лабораторна робота №3 «Класифікація неорганічних сполук».....	22
Лабораторна робота №4 «Комплексні сполуки».....	48
Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.....	61
Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.....	62
Додатки.....	63
Література.....	66

ЗБІРНИК
МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
до лабораторних робіт
з дисципліни «Неорганічна хімія»
для студентів I – го курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підписано до друку 30.10.2008 р. Формат 60x84/16
Папір офсетний. Ум. друк. арк. 3,95
Наклад 50 прим. Замовлення 375
Видавництво та друкарня «ТЕС»
(Свідоцтво ДК № 771) Одеса, Канатна 81/2

Надруковано з нового оригінал-макета

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