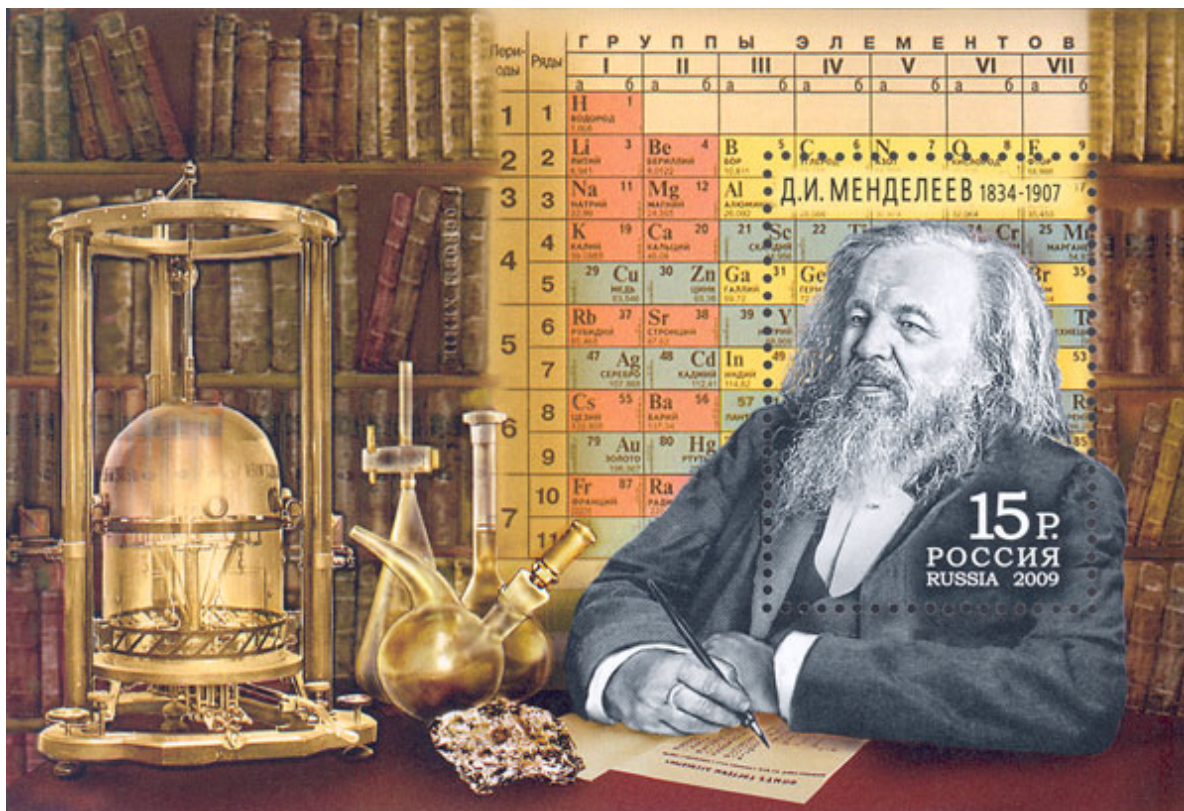


УКРАЇНА

НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води



БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

Для самостійної роботи студентів ОКР
«Бакалавр» напрямку – 6.110 101 «Ветеринарна
медицина (скорочений термін навчання)

КИЇВ 2015

УДК 546 (07)

Наведено методичні вказівки щодо вивчення дисципліни «Біонеорганічна хімія» та наведені дані для самостійної підготовки студентів напрямку «Ветеринарна медицина» (скорочений термін навчання)

Рекомендовано Вченою радою агробіологічного факультету протокол № ____ від _____ 2015 р.

Автори: Копілевич В.А., Максін В.І., Абарбарчук Л.М. Ущипівська Т.І.,

Рецензенти:

д.х.н., професор Антрапцева Н.М.

к.х.н., доцент Смик С.Ю.

Навчальне видання

Методичні рекомендації для самостійної роботи студентів ОКР «Бакалавр» напрямку – 6.110 101 «Ветеринарна медицина (скорочений термін навчання)

Відповідальний за випуск: д.х.н., проф. Копілевич В.А.

ЗАВДАННЯ КУРСУ БІОНЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

Розвиток сучасного сільського господарства здійснюється в напрямі його хімізації, що вимагає для ґрунтової підготовки висококваліфікованих спеціалістів агрохімічного профілю глибокого освоєння хімічних дисциплін.

Біонеорганічна хімія вивчається на I курсі, вона є одним із головних предметів навчального процесу. На її основі базується вивчення надалі аналітичної, органічної, біонеорганічної, фізичної, колоїдної та агрономічної хімії.

Основні завдання вивчення біонеорганічної хімії можна сформулювати так:

студент повинен засвоїти комплекс знань основних законів та закономірностей хімії, характерні властивості хімічних елементів та їх сполук, особливості процесів, що відбуваються в природі та хімічному виробництві;

перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.

Для активізації навчального процесу в даному практикумі використані різні варіанти створення проблемних ситуацій. Так, наприклад, для збільшення активності студентів до всіх основних розділів неорганічної хімії спеціальними блоками наводяться питання для самоперевірки. Для кращого засвоєння великого обсягу навчального матеріалу в практикумі до кожного заняття поставлені орієнтири трьох типів: 1) що треба знати; 2) що необхідно вміти; 3) про що треба мати уявлення.

Цей практикум рекомендується студентам професійного напрямку "Ветеринарна медицина".

ЗАГАЛЬНІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

З чого почати вивчення хімічних наук, зокрема біонеорганічної хімії? Насамперед студенту треба взяти рекомендований підручник і чітко впевнитись, чи добре він пам'ятає найважливіші розділи неорганічної хімії, що вивчались в середній школі. Це особливо стосується студентів, що закінчували технікум.

Основні вимоги до студента I курсу такі:

вміти безпомилково записувати хімічні формули оксидів, кислот, солей та гідроксидів;

знати їх номенклатуру та хімічні властивості;

складати рівняння типових хімічних реакцій;

знати та вміти використовувати основні закони хімічної стехіометрії.

Організація самостійної роботи студентів

Основним змістом і найважливішим завданням будь-якого навчання є засвоєння певної системи знань та набуття комплексу навичок чи вмінь. Для цього підручник із хімії треба вивчати (з олівцем та зошитом у руках). Зрозуміло, що студент відчуває значні труднощі на першому курсі через відсутність досвіду самостійної роботи. Набувається ж він завдяки настирній та систематичній роботі над підручником.

Методика самостійної роботи

Основна форма домашньої роботи студентів при вивченні курсу біонеорганічної хімії – самостійна підготовка за підручником чи навчальним посібником. Вивчати курс рекомендується в порядку проходження тем, притримуючись ось чого:

ознайомитись зі змістом методичних порад до теми;

прочитати параграфи підручника, що належать до даної теми. При цьому необхідно лише мати загальне уявлення про основні питання до теми та відзначити особливо важкі, незнайомі чи незрозумілі положення;

перейти до детального вивчення навчального матеріалу, засвоїти теоретичні положення, математичні залежності, а також принципи складання рівнянь хімічних реакцій. Для кращого засвоєння треба скласти відповідний конспект у робочому зошиті. Особливу увагу звернути на формули та назви хімічних сполук, освоїти правила складання рівнянь хімічних реакцій.

Найважливіші класи неорганічних сполук

Класифікація хімічних реакцій. Реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну. Оксиди. Класифікація оксидів. Способи добування, властивості та застосування оксидів. Основи, їх склад і назва. Гідроксогрупа. Нерозчинні основи і луги, їх хімічні властивості. Реакція нейтралізації. Амфотерні гідроксиди, їх властивості. Добування основ. Кислоти, їх склад і назви. Класифікація кислот. Фізичні та хімічні властивості, способи добування кислот. Солі, їх склад та назва. Класифікація солей. Поняття про кислі солі та комплексні сполуки. Генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами та солями.

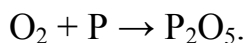
Класифікація хімічних реакцій. Хімічні реакції прийнято відображувати хімічними рівняннями – це зображення хімічної реакції за допомогою хімічних символів, формул та коефіцієнтів, наприклад:



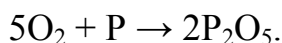
Хімічне рівняння відрізняється від *схеми реакції* тим, що кількість атомів кожного елемента в лівій і правій його частинах однакова і замість стрілки (\rightarrow) записують знак рівності (=) або (\rightleftharpoons), що одночасно показує і напрямок реакції.

Схема хімічної реакції перетворюється на хімічне рівняння шляхом підбору та розставлення *коефіцієнтів* згідно з наслідком до *закону збереження маси речовини*: якщо сумарна маса речовин у результаті хімічного перетворення не змінюється і кожний елемент зберігається, то незмінною лишається і кількість атомів хімічного елемента.

Наприклад, схема реакції взаємодії Оксигену з Фосфором:



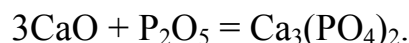
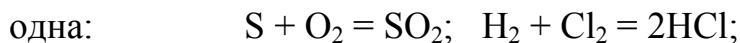
У правій та лівій частині реакції різна кількість атомів елементів: Так, Оксигену – 2 і 5, Фосфору – 1 і 2. Для зрівнювання кількості атомів Оксигену для 2 і 5 найменшим спільним кратним буде 10. Тому Оксиген до реакції матиме коефіцієнт 5 ($10:2=5$), а після реакції – 2 ($10:5=2$), тобто:



Оскільки після реакції атомів Фосфору стало 4, то і до реакції потрібен коефіцієнт 4 у рівнянні реакції: $5\text{O}_2 + 4\text{P} = 2\text{P}_2\text{O}_5$.

Хімічні реакції класифікують за різними ознаками, серед яких поширена група реакцій, об'єднаних за зміною числа вихідних (початкових) і кінцевих речовин.

1. Реакції сполучення, під час яких з двох або кількох речовин утворюється одна:



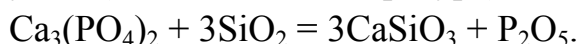
2. Реакції розкладу - коли з однієї речовини утворюється декілька:



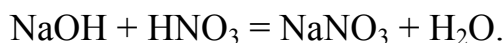
3. Реакції заміщення, під час яких проста речовина заміщує частину складної речовини і при цьому утворюється нові проста та складна речовини:



Заміщення може відбуватися і за рахунок складних речовин, які за певних умов (підвищена температура) можуть взаємодіяти за подібним механізмом:



4. Реакції обміну – коли молекули складних речовин обмінюються складовими частинами:



Оксиди - бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окиснення 2-.

Номенклатура оксидів. Згідно міжнародної номенклатури назви оксидів утворюються з латинського кореня назви елемента з більшою відносною електронегативністю із закінченням *-ид* і української назви елемента з меншою відносною електронегативністю у родовому відмінку.

Якщо ж елемент утворює кілька оксидів, то в їх назві зазначається ступінь окиснення елемента римською цифрою в дужках відразу після назви. Наприклад, H_2O - оксид гідрогену, Na_2O - оксид натрію, B_2O_3 - оксид бору, CrO - оксид хрому (II), Cr_2O_3 - оксид хрому (III), CrO_3 - оксид хрому (VI).

За хімічним характером всі оксиди поділяють на солетворні (Na_2O , CaO , CO_2 , SO_3 , P_2O_5) і несолетворні (N_2O , NO , CO , SiO).

Солетворні - це оксиди, які утворюють солі. За хімічними властивостями солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні і амфотерні.

Несолетворні - це реакційноздатні сполуки, які не утворюють солей.

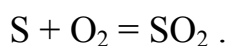
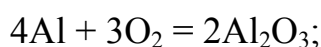
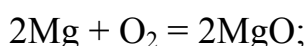
Основними називають оксиди металів, яким відповідають основи (Li_2O , Na_2O , MnO , FeO). Основні оксиди утворюють тільки елементи головних підгруп I та II груп (крім берилію), а також перехідних металів у нижчих ступенях окиснення. Тип хімічного зв'язку в цих сполуках переважно йонний.

Кислотними називають оксиди, яким відповідають кислоти. Переважну більшість кислотних оксидів утворюють неметали, а також деякі перехідні метали з найвищими ступенями окиснення (CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , CrO_3 , Mn_2O_7). Тип хімічного зв'язку в кислотних оксидах - ковалентний полярний.

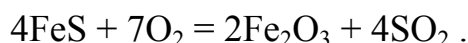
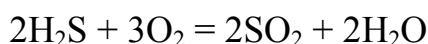
Амфотерними називаються оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди, що проявляють властивості як основ, так і кислот, в залежності від умов реакції. Наприклад, ZnO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 . Тип хімічного зв'язку в амфотерних оксидах - ковалентний полярний або йонний.

Добування оксидів. Способи добування оксидів різноманітні. До найважливіших можна віднести наступні:

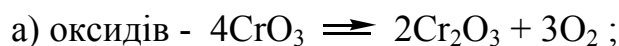
1. Взаємодія простих речовин з киснем:

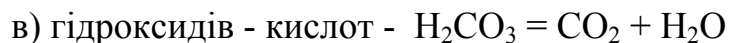


2. Окиснення киснем різних сполук:



3. Розклад складних речовин при нагріванні:

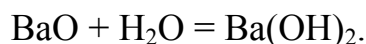
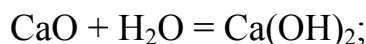
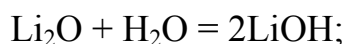




Хімічні властивості оксидів залежать від їх хімічної природи. Так, *основні оксиди* виявляють основні властивості та взаємодіють із сполуками кислотного характеру. *Кислотні оксиди* виявляють кислотні властивості і взаємодіють із сполуками основної природи. *Амфотерні оксиди*, в свою чергу, виявляють і основні, і кислотні властивості та взаємодіють із сполуками як кислотної, так і основної природи.

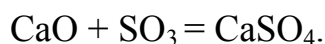
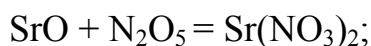
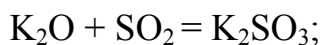
Хімічні властивості основних оксидів:

1. Оксиди лужних (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O) та лужноземельних (CaO , SrO , BaO) металів взаємодіють з водою з утворенням основ:

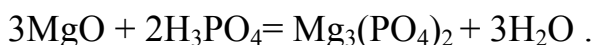
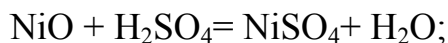
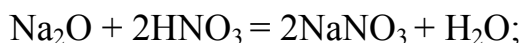


Гідратні форми інших основних оксидів утворюються непрямим шляхом, наприклад, при взаємодії солей з лугами.

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

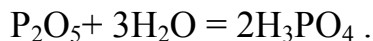
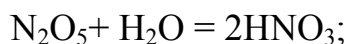
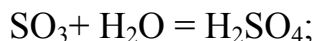


3. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солей:



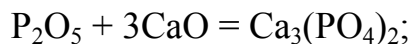
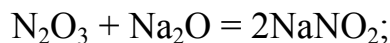
Хімічні властивості кислотних оксидів:

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою з утворенням кислот:

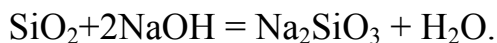
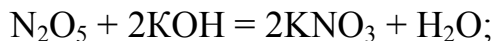
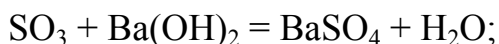


Звідси виникла назва кислотних оксидів – *ангідриди кислот*, тобто кислота без води (ангідрид – грецького походження). Однак є кислотні оксиди, які з водою не взаємодіють: SiO_2 , MoO_3 , WO_3 тощо. Гідратні форми таких оксидів утворюються непрямим шляхом.

2. Кислотні оксиди взаємодіють із основними оксидами з утворенням солей:

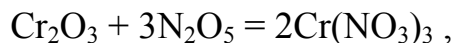
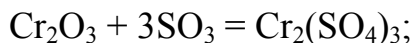
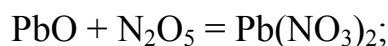


3. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей:

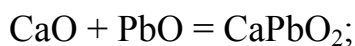
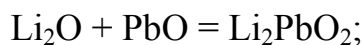


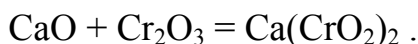
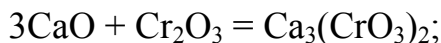
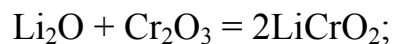
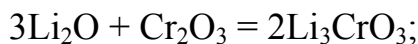
Хімічні властивості амфотерних оксидів:

1. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотними та основними оксидами. В реакціях з кислотними оксидами *амфотерні оксиди проявляють властивості основних*: $\text{PbO} + \text{SO}_3 = \text{PbSO}_4$;

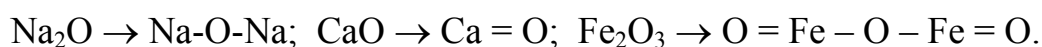


а при взаємодії з основними оксидами - *властивості кислотних*:

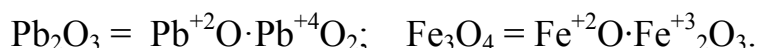




Уявлення про *хімічний зв'язок елементів в молекулах оксидів* можна наочно одержати з графічних формул, в яких за допомогою рисочок показано зв'язок між атомами. При графічному зображенні формул оксидів слід пам'ятати, що атоми металів між собою переважно не з'єднуються, а тільки через атоми кисню. Ступінь окиснення елемента показує кількість сполучень даного елемента з Оксигеном. Наприклад,



До складу оксиду входить елемент лише з одним ступенем окиснення. Тому бінарні сполуки елементів з Оксигеном – Pb_2O_3 , Fe_3O_4 , Mn_3O_4 та ін., в яких елемент проявляє два ступеня окиснення, до звичайних оксидів не належать:



Їх можна віднести до класу солей PbPbO_3 - *металлюмбат свинцю* (від H_2PbO_3), Mn_2MnO_4 - *манганіт марганцю* (від H_4MnO_4).

Зміна хімічного характеру оксидів – від основного через амфотерний до кислотного – відбиває закономірності зміни властивостей елементів від металів до неметалів. Це явище можна спостерігати в межах періодів і груп Періодичної системи Д.І.Менделєєва. Так, елементи II періоду утворюють вищі оксиди, властивості яких поступово змінюються від основних (Li_2O), через амфотерні (BeO) до кислотних (B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5).

Елементи III періоду також утворюють основні оксиди (Na_2O , MgO), амфотерні (Al_2O_3) і кислотні (SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7).

При переході до великих періодів закономірність змін характеру оксидів спостерігається в межах рядів. Так, елементи IV періоду четвертого ряду утворюють основні (K_2O , CaO) оксиди, амфотерні (Sc_2O_3 , TiO_2) і кислотні (V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7). У п'ятому ряду IV періоду ця закономірність повторюється.

Таким чином, можна зробити висновок, що в межах малих періодів і рядів великих періодів із зростанням атомної маси елементів характер вищих оксидів закономірно змінюється від основних через амфотерні до кислотних.

Зміну в характері утворених оксидів можна спостерігати в межах груп і підгруп Періодичної системи. Із збільшенням атомної маси елемента в підгрупі наростають основні властивості у відповідних оксидів.

У межах груп із зростанням порядкового номера елемента (Е) заряд його іона не змінюється, але завдяки збільшенню кількості енергетичних рівнів радіус його зростає. Це приводить до послаблення зв'язку Е-О, тобто він стає більш ковалентно-полярним (або іонним) і це приводить до наростання основних властивостей оксидів.

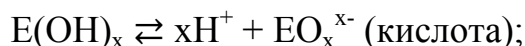
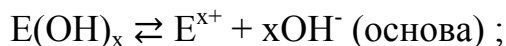
Зміну в характері утворених оксидів можна спостерігати для одного й того ж самого елемента, коли він проявляє різні ступені окиснення і утворює кілька оксидів. Наприклад, хром утворює три оксиди: CrO – основний, Cr_2O_3 – амфотерний, CrO_3 – кислотний. Це явище можна пояснити тим, що із збільшенням заряду іона зменшується його радіус, внаслідок чого змінюється тип хімічного зв'язку від іонного до ковалентного полярного. Тому оксиди, в яких ступінь окиснення металу нижчий – основні, вищий – кислотні, проміжний – амфотерні.

Пероксиди можна розглядати як особливу групу сполук елементів з Оксигеном, в яких є зв'язок між атомами оксигену (Н-О-О-Н - гідроген пероксид, Na-O-O-Na - натрій пероксид). За своїми хімічними властивостями вони суттєво відрізняються від звичайних оксидів.

У пероксидах необхідно вірно визначати валентність і ступінь окиснення елементів. Так, у пероксиді BaO_2 елемент барій двовалентний, ступінь його окиснення $2+$; кисень – двовалентний (один зв'язок з барієм, другий між собою), але ступінь окиснення кисню $1-$. Назви пероксидів утворюються від назви елемента, який входить до цієї сполуки, додаючи слово "пероксид".

Основи. Переважна більшість оксидів прямо або посередньо утворюють сполуки з водою, що мають загальну назву гідратів оксидів або гідроксидів. Склад гідроксиду можна виразити загальною формулою $E(\text{OH})_x$, де E – елемент, який утворює гідроксид, x – його ступінь окиснення у відповідному оксиді.

В залежності від хімічної природи елемента гідроксиди поділяються на *гідрати основних оксидів (основи), гідрати кислотних оксидів (кислоти), гідрати амфотерних оксидів (амфотерні гідроксиди)*. Належність гідроксиду до певного класу сполук зумовлена його дисоціацією за наступними схемами:



Характер дисоціації сполук залежить від полярності зв'язків Е-О та О-Н, оскільки дисоціація відбувається за більш полярними (йонними) зв'язками. Якщо роль Е виконують типові метали, то утворюється сполука з йонним зв'язком Е-О, яка дисоціює як основа. Елемент з вираженими неметалічними властивостями утворює сполуку з малополярним зв'язком Е-О, порівняно з яким О-Н буде полярнішим. У такому випадку дисоціація відбувається за кислотною схемою. Якщо міцність зв'язків Е-О і О-Н приблизно однакова, то дисоціація може відбуватися в обох напрямках і сполука проявлятиме амфотерні властивості.

Міцність зв'язків Е-О і О-Н у сполуках $E(OH)_x$ залежить від положення елемента Е в Періодичній системі елементів. У періодах зі зростанням порядкового номера елемента збільшується ступінь окиснення атома і зменшується його радіус, що призводить до зменшення полярності зв'язку Е-О і збільшення, відповідно, полярності зв'язку Н-О. *Тому в періодах зліва направо кислотні властивості сполук $E(OH)_x$ посилюються, а основні послаблюються.*

У групах із зростанням порядкового номера елемента ступінь окиснення не змінюється, а радіус зростає. В результаті - збільшується полярність зв'язку Е-О і здатність до дисоціації з відщепленням йонів OH^- . *Отже, у підгрупах зверху донизу наростають основні властивості сполук $E(OH)_x$.*

Якщо один і той самий елемент утворює кілька сполук $E(OH)_x$, то із збільшенням ступеня окиснення елемента підвищується заряд і зменшується радіус елемента, що призводить до *посилення кислотних властивостей сполук елемента $E(OH)_x$ з вищими ступенями окиснення.*

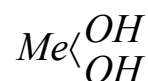
Основами називаються гідратні форми основних оксидів. Характерною особливістю основ є наявність гідроксильних груп OH. До складу основ входять катіони металів (або групи атомів) Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ , BiO^+ , та гідроксильні групи (OH⁻), кількість яких чисельно дорівнює ступеню окиснення катіона. Наприклад, NaOH, Ca(OH)₂, NH₄OH, BiO(OH).

Кількість гідроксильних груп в основі, здатних заміщуватися на кислотні залишки з утворенням солей, визначає *кислотність основ*. Тому основи можуть бути *однокислотні* LiOH, NaOH, NH₄OH, *двокислотні* Ba(OH)₂, Mn(OH)₂, Co(OH)₂, *трикислотні* Bi(OH)₃, La(OH)₃, Mn(OH)₃.

Номенклатура основ. За міжнародною номенклатурою назви основ утворюються від слова "гідроксид" і назви металу у родовому відмінку. Наприклад, NaOH – *гідроксид натрію*, Ca(OH)₂ – *гідроксид кальцію*. Якщо метал, що входить у склад основи, має змінний ступінь окиснення, то в назві цього гідроксиду позначається римською цифрою в дужках ступінь окиснення металу. Наприклад, Fe(OH)₂ – *гідроксид заліза (II)*, Fe(OH)₃ – *гідроксид заліза (III)*.

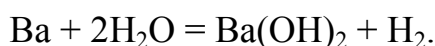
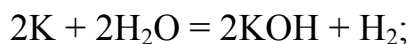
Основи поділяють на дві групи: *розчинні у воді* і *малорозчинні*. Розчинні у воді основи називають *лугами*, їх утворюють лужні (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельні (Ca, Sr, Ba) метали. Основи, що утворені іншими металами, у воді розчиняються дуже погано.

Графічне зображення формул основ наступне:

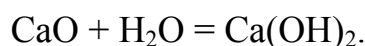
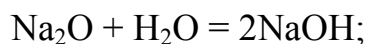


Способи одержання основ :

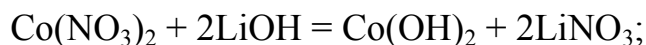
1. Взаємодія активних металів (лужних, лужноземельних) з водою:

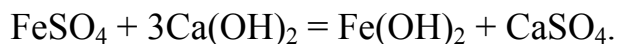


2. Взаємодія оксидів цих металів з водою:



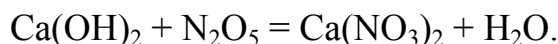
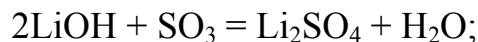
3. Малорозчинні та нерозчинні у воді основи одержують шляхом взаємодії розчинів солей цих металів з розчинами лугів:



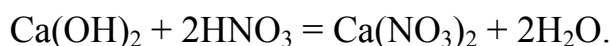
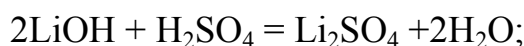


Хімічні властивості основ. Основи виявляють в хімічних реакціях основні властивості і тому реагують із сполуками кислотної природи, наприклад:

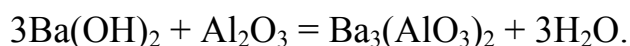
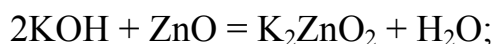
1. Взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солі і води:



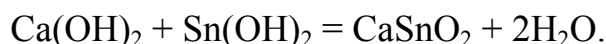
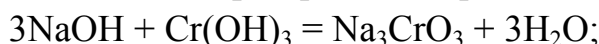
2. Взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води:



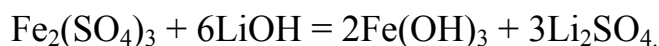
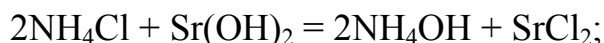
3. Взаємодіють з амфотерними оксидами з утворенням солі і води:



4. Взаємодіють з амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води:

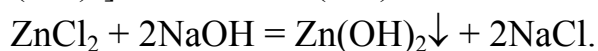


5. Луги взаємодіють з деякими солями:



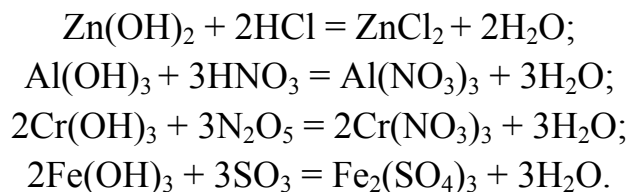
Амфотерні гідроксиди - це гідрати амфотерних оксидів, які виявляють слабкі основні та слабкі кислотні властивості. Наприклад, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Амфотерні гідроксиди погано розчинні у воді.

Способів одержання амфотерних гідроксидів небагато. Вони утворюються при взаємодії відповідних солей з лугами або кислотами:

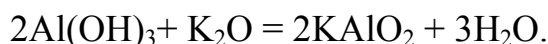


Амфотерні гідроксиди можуть виявляти або кислотні (з основними реагентами), або основні (з кислотними реагентами) властивості, в залежності від природи реагентів.

1. *Амфотерні гідроксиди виявляють основні властивості* при взаємодії з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей. В солях, які при цьому утворюються, елемент амфотерного гідроксиду входить до складу катіона:



2. *Амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості* при взаємодії з основами та основними оксидами з утворенням солей, в яких метал, що утворює амфотерний гідроксид, входить до складу аніона: $\text{Zn(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;



У таких реакціях, що проходять у розчині, утворюються комплексні сполуки: $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$;

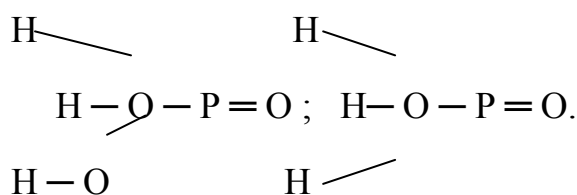


Кислоти, їх склад, назви та властивості.

Кислотами називаються сполуки, що містять атоми гідрогену, які здатні заміщуватись на метал (або металоподібну групу атомів) з утворенням солей. Група атомів, яка залишається після відщеплення від молекули кислоти йонів гідрогену, називається *кислотним залишком*.

Основність кислоти визначається *кількістю атомів гідрогену, які можуть заміщуватися на метал з утворенням солей*. Розрізняють кислоти *одноосновні* (HCl , HNO_3 , HClO_4 і т.д.), *двоосновні* (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 і т.д.), *триосновні* (H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 і т.д.), *чотириосновні* (H_4SiO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ і т.д.).

Однак, не всі атоми гідрогену в деяких кислотах здатні заміщуватися атомами металів, а лише ті з них, які зв'язані полярним зв'язком через атом кисню з центральним атомом кислоти. Так, *фосфітна кислота* H_3PO_3 є двоосновною кислотою, незважаючи на те, що в її складі три атоми гідрогену. *Гіпофосфітна кислота* H_3PO_2 також має в своєму складі три атоми гідрогену, але є одноосновною кислотою. Ці факти досить наочно проявляються із графічних формул таких кислот:



За хімічним складом кислоти поділяють на *безкисневі* (HF, HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se,) та *кисневмісні* (H₂CO₃, H₂SiO₃, HNO₃, H₃PO₄, H₂SO₃, H₂SO₄, HClO₄).

Кисневмісні кислоти є *гідратами кислотних оксидів (ангідридів)*. Більшість таких оксидів безпосередньо сполучаються з водою, утворюючи гідрат-кислоту. Наприклад, сірчана кислота є гідратом оксиду сірки (VI).

Номенклатура кислот. Назви кислот складаються з міжнародних назв кислотних залишків додаванням *закінчення -на* та слова кислота. Міжнародні назви залишків кисневмісних кислот походять від назви кислотоутворюючого елемента та *суфікса -ат* (вищий ступінь окиснення) або *-ім* (нижчий ступінь окиснення).

Якщо елемент здатний проявляти більше ніж два ступені окиснення, до назви кислот додаються *префікси гіпо-* (найнижчий ступінь окиснення) і *пер-* (найвищий ступінь окиснення). Наводимо назви деяких кислот, виходячи із зазначених положень:

HF – *фторидна кислота*; HClO – *гіпохлоритна кислота*;

HBr – *бромідна кислота*; HClO₂ – *хлоритна кислота*;

H₂S – *сульфідна кислота*; HClO₃ – *хлоратна кислота*;

H₂SO₃ – *сульфітна кислота*; HClO₄ – *перхлоратна кислота*.

H₂SO₄ – *сульфатна кислота*;

При утворенні кисневмісних кислот до молекули кислотного оксиду (ангідриду) може приєднуватися різна кількість молекул води. Ступінь окиснення кислотоутворюючого атома залишається незмінною, але основність кислот буде різною. У таких випадках до назви кислоти з меншою основністю додається *префікс мета-*, а з вищою основністю *префікс орто-*:

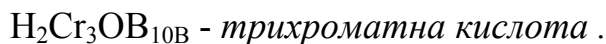
$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ – *метафосфорна кислота*;

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ – *ортофосфорна кислота*;

$B_2O_3 + H_2O = 2HBO_2$ – *метаборатна кислота*;

$B_2O_3 + 3H_2O = 2H_3BO_3$ – *ортоборатна кислота*.

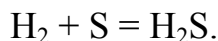
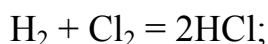
Якщо молекула кислоти містить кілька атомів кислотоутворюючого елемента, до її назви додаються відповідні *префікси ди-, три-, тетра-* тощо. Такі сполуки мають назву *полікислот*:



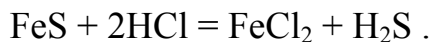
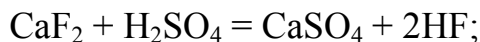
Всі інші атоми, в тому числі і атоми гідрогену, які не здатні заміщуватися на метал, приєднуються безпосередньо до атома, що утворює кислоту.

Добування кислот здійснюють різними способами :

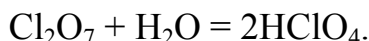
1. *Безкисневі кислоти* одержують при взаємодії відповідних неметалів з воднем з подальшим розчиненням продуктів у воді:



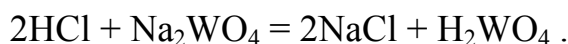
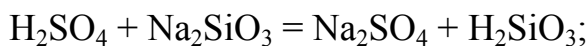
2. *Безкисневі кислоти* одержують при дії сильних кислот на відповідні солі безкисневих кислот:



3. *Кисневмісні кислоти* одержують при взаємодії ангідридів відповідних кислот з водою: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$;

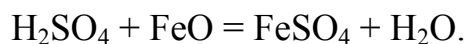
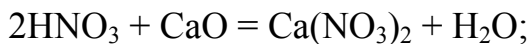


4. Внаслідок взаємодії сильних кислот з солями слабших кислот:

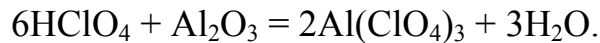
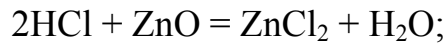


Хімічні властивості кислот. Кислоти проявляють *кислотні властивості* і взаємодіють із *сполуками основної природи* :

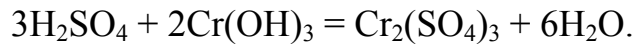
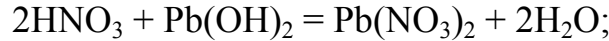
1. Взаємодіють з основними оксидами з утворенням солей і води:



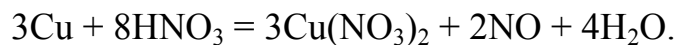
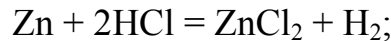
2. Взаємодіють з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



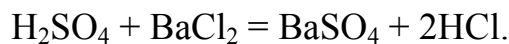
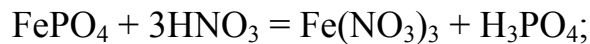
3. Взаємодіють з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



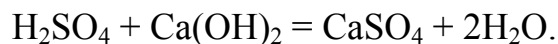
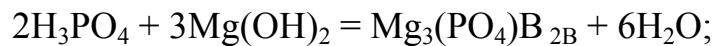
4. Взаємодіють з металами за механізмом окисно-відновних реакцій:



5. Взаємодіють з деякими солями (реакції обміну):



6. Взаємодіють з основами з утворенням солі і води:

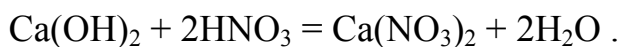
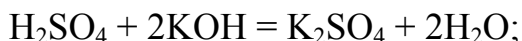


Незалежно від того яка саме кислота і основа вступають в реакцію, суть реакції їх взаємодії (*нейтралізації*) зводиться до утворення молекули води. При цьому зникають кислотні властивості, які зумовлені йонами H^+ кислоти та, відповідно, основні властивості, які зумовлені йонами OH^- лугу. В результаті реакції сильної кислоти із сильною основою утворюється нейтральний розчин, звідки й назва - *реакція нейтралізації*. Наприклад, реакція нейтралізації сульфатної кислоти гідроксидом кальцію у йонному вигляді: $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ та у скороченому йонному вигляді: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення Гідрогену кислоти на атоми металів або гідроксильних груп основ на кислотні залишки. У деяких випадках гідроген у кислотах може замінюватися не тільки металом, а й групою атомів, що мають позитивний заряд (катіон), наприклад NH_4^+ , TiO^{2+} тощо.

В залежності від складу і властивостей солі поділяють на *середні, кислі, основні та комплексні*.

Середні (нормальні) солі - це продукти повного заміщення Гідрогену кислот на катіон металу, або гідроксильних груп в основах на кислотні залишки. Наприклад,



Щоб правильно скласти формулу середньої солі, потрібно на першому місці написати метал та визначити його ступінь окиснення, а на другому місці написати формулу кислотного залишку. Негативний заряд кислотного залишку чисельно дорівнює кількості атомів гідрогену, які заміщуються на метал. З'єднуються вони між собою в таких співвідношеннях, щоб молекула солі була електронейтральною. Наприклад, $\text{K}^+(\text{NO}_3)^-$, $\text{K}_2^+(\text{SO}_4)^{2-}$, $\text{K}_3^+(\text{PO}_4)^{3-}$, $\text{K}_4^+(\text{P}_2\text{O}_7)^{4-}$ (змінюється заряд кислотних залишків, а ступінь окиснення металу не змінюється) або $\text{Li}^+(\text{NO}_3)^-$, $\text{Mg}^{2+}(\text{NO}_3)_2^-$, $\text{Fe}^{3+}(\text{NO}_3)_3^-$, $\text{Ti}^{4+}(\text{NO}_3)_4^-$ (змінюється заряд йонів металів, а заряд кислотного залишку залишається незмінним).

Номенклатура середніх солей. Назви солей виводять із назви кислоти і металу, з яких вони утворені. Вказується назва кислотного залишку у називному відмінку і назва металу у родовому відмінку. Якщо метал проявляє різний ступінь окиснення, то він зазначається римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад,

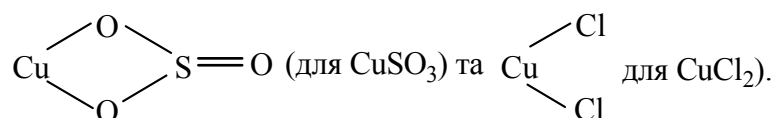
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ - нітрат кальцію; FeSO_4 - сульфат заліза (II);

AlCl_3 - хлорид алюмінію; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - сульфат заліза(III);

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - ортофосфат кальцію; PbCl_2 - хлорид свинцю (II);

Na_2SO_4 - сульфат натрію; PbCl_4 - хлорид свинцю (IV).

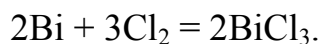
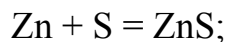
При складанні графічних формул середніх солей слід виходити із графічних формул кислот, замінюючи в них атоми гідрогену на атоми металу із дотриманням правила електронейтральності молекул. У кисневмісних кислотах метал з'єднується з кислотоутворюючим атомом через Оксиген. Для безкисневих кислот атоми металу безпосередньо з'єднуються з атомами неметалу. Наприклад,



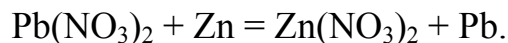
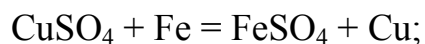
Добування та хімічні властивості середніх солей.

Відомо багато способів одержання солей. Нижче наведено найбільш типові реакції, за допомогою яких можна одержувати середні солі:

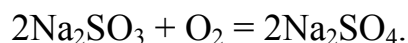
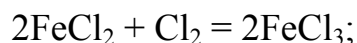
1. Взаємодія металів з неметалами (сіркою, галогенами):



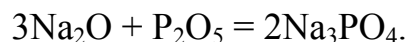
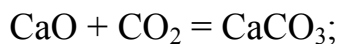
2. Взаємодія солей з металами (згідно ряду активності):



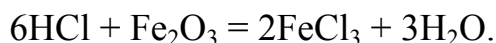
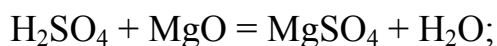
3. Взаємодія солей з неметалами:



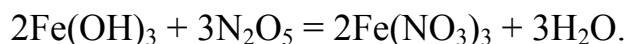
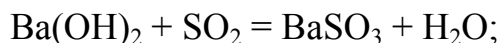
4. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



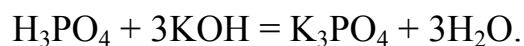
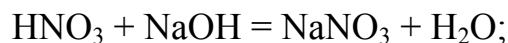
5. Взаємодія кислот з основними оксидами:



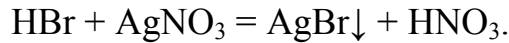
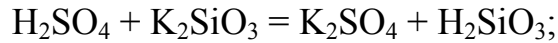
6. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



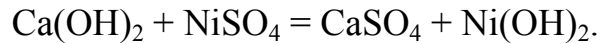
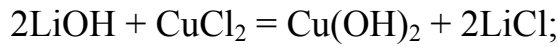
7. Взаємодія кислот з основами:



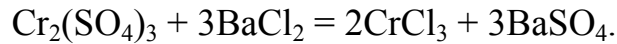
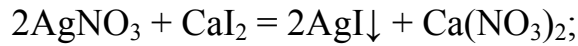
8. Взаємодія кислот з солями:



9. Взаємодія лугів з солями:

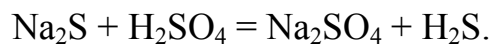
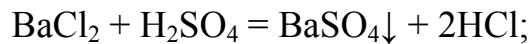


10. Взаємодія двох різних солей:

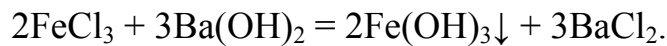


Хімічні властивості середніх солей характеризують описані вище способи під №№ 2,3,8,9,10 з урахуванням певних особливостей реакцій:

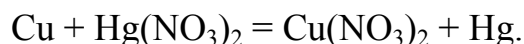
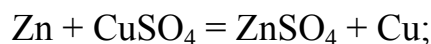
1. Взаємодіють з деякими кислотами, утворюючи нову сіль і нову кислоту, якщо кислота більш сильна або внаслідок взаємодії утворюється нерозчинна чи летка сполука:



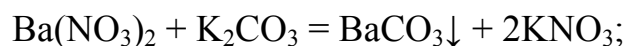
2. Взаємодіють з лугами, утворюючи нову сіль і нову основу, якщо вона нерозчинна: $\text{NiSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Ni(OH)}_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4;$



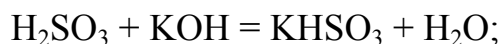
3. Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряду напруг стоять лівіше, ніж метал, що входить до складу солі:

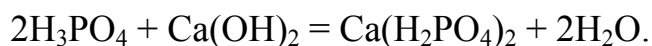
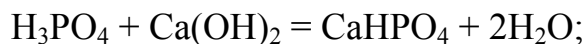


4. Деякі солі можуть взаємодіяти між собою, утворюючи дві нові солі, одна або обидві із яких нерозчинні:



Кислі солі - продукти неповного заміщення атомів гідрогену кислоти (заміщення лише частини атомів гідрогену кислоти) на метал (металоподібну групу). Утворення кислих солей характерне лише для багатоосновних кислот. Наприклад,





Процес складання формул кислих солей залишається таким, як і для середніх солей: визначається заряд катіона і кислотного залишку і ці частинки з'єднуються між собою у співвідношенні, яке не порушує принцип електронейтральності молекул. *Заряд кислотного залишку* (з від'ємним знаком) дорівнює кількості атомів гідрогену, втрачених кислотою. Наприклад, для H_3PO_4^0 : $(\text{H}_2\text{PO}_4)^{1-}$, $(\text{HPO}_4)^{2-}$, $(\text{PO}_4)^{3-}$. Кислі солі можуть утворити аніони $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$ і HPO_4^{2-} .

Якщо взяти ряд катіонів Li^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} , то для них можна написати такі кислі солі: LiH_2PO_4 ; $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$; $\text{Ti}(\text{H}_2\text{PO}_4)_4$;

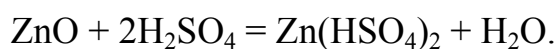
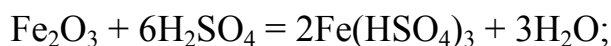
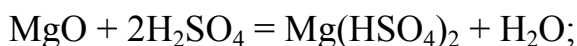
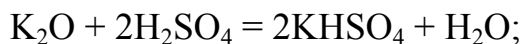


Назви кислих солей утворюють так само як і середніх, але з додаванням до назви аніона *префікса гідро-*. Якщо молекула солі містить декілька атомів Гідрогену, то додають відповідні *грецькі числівники ди-, три-, тетра-*, які вказують на кількість цих атомів. Наприклад,

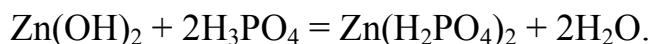
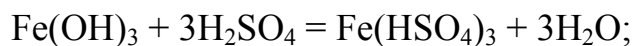
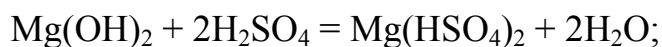
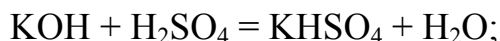


Добування кислих солей:

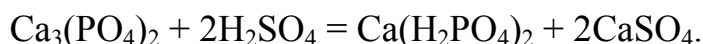
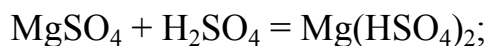
1. Взаємодія основних або амфотерних оксидів з багатоосновними кислотами у певних стехіометричних співвідношеннях, як, наприклад, оксид:кислота=1:2; 1:3 тощо:



2. Взаємодія основ або амфотерних гідроксидів з багатоосновними кислотами у певних стехіометричних співвідношеннях, як, наприклад, гідроксид:кислота=1:2, 1:3 тощо:

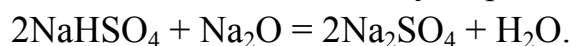


3. Взаємодія середньої солі з відповідною їй багатоосновною кислотою або іншою сильнішою кислотою:

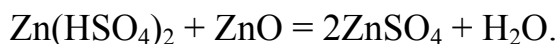


Хімічні властивості кислих солей. Кислі солі проявляють властивості кислот при взаємодії із сполуками основної природи: оксидами, основами, амфотерними оксидами та гідроксидами, та властивості солей, із сполуками, які не виявляють основні властивості:

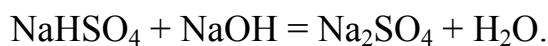
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням середніх солей і води:



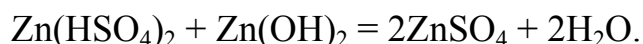
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням середніх солей і води:



3. Взаємодія з основами з утворенням середніх солей і води:

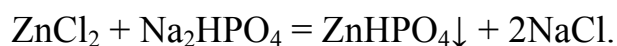


4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



5. Взаємодія з активними металами з утворенням середніх солей і виділенням водню: $2\text{NaHSO}_4 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\uparrow$.

6. Реакції обміну з утворенням малорозчинних сполук:

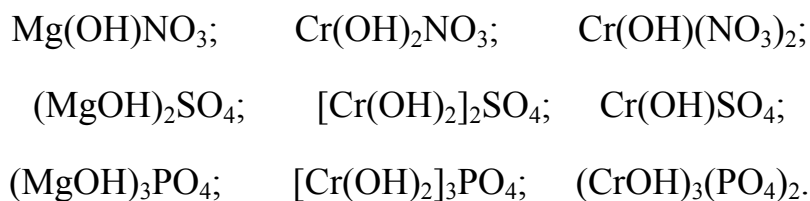


Основні солі - це продукти неповного заміщення гідроксильних груп основ або амфотерних гідроксидів на кислотні залишки. Утворення основних солей характерне лише для *багатокислотних* основ.

Приклади основних солей: $Mg(OH)NO_3$; $Fe(OH)Cl_2$; $Fe(OH)_2Cl$; $[Al(OH)_2]_2SO_4$.

Формули основних солей складаються із залишків багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів, які частково втратили гідроксильні групи, і кислотних залишків, враховуючи принцип електронейтральності молекул.

Заряд залишків багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів *завжди позитивний* і визначається кількістю втрачених гідроксильних груп. *Двокислотна основа* може утворити один ряд основних солей, *трикислотна* - два ряди. Наприклад, $Mg(OH)_2$ дає залишок $MgOH^+$; $Cr(OH)_3$ - $Cr(OH)B_{2PB}^{1+P}$, $CrOH^{2+}$. З аніонами кислот різної *основності* (як приклад візьмемо NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}) ці залишки можуть утворити:



Назви основних солей починаються так само як і середніх з додаванням до назви аніона слова *гідроксо-* і закінчуються назвою металу у родовому відмінку. Для визначення кількості гідроксильних груп і кислотних залишків використовують числівники *ди-, три-, тетра-* і т. д. Наприклад,

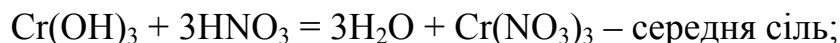
$Mg(OH)NO_3$ - гідроксонітрат магнію;

$FeOHCl_2$ - гідроксохлорид заліза (III);

$Fe(OH)_2Cl$ - дигідроксохлорид заліза (III).

Добування та хімічні властивості основних солей.

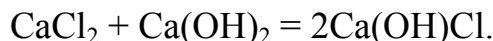
1. Основні солі утворюються, при взаємодії багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів з кислотами за умов, що кислоти недостатньо для повного заміщення відповідних гідроксильних груп:



$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$ – основна двозаміщена сіль;

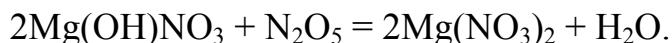
$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ - основна однозаміщена сіль.

2. Основні солі утворюються при взаємодії середніх солей з основами:

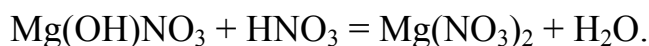


Хімічні властивості основних солей полягають в тому, що вони виявляють *властивості основ* у випадку взаємодії їх із сполуками кислотної природи: *кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами*, а також *властивості солей* при взаємодії із сполуками, які не виявляють кислотних властивостей:

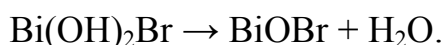
1. Подібно до основ основні солі реагують з кислотними оксидами з утворенням середніх солей:



2. Основні солі реагують з кислотами з утворенням середніх солей:



3. Деякі основні солі з часом або при нагріванні розкладаються з відщепленням води, перетворюючись у оксосолі:

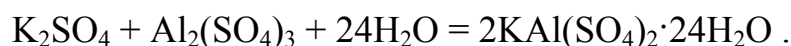


Інші типи солей. До середніх солей можуть бути віднесені так звані *подвійні солі* та *змішані солі*.

Подвійні солі - це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми декількох різних металів або неметалічних катіонів – атомних угруповань: NaKSO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$.

Подвійні солі добувають при взаємодії будь-якої багатоосновної кислоти з різними основами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} + \text{NaOH} = \text{NaKSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Або під час одночасної кристалізації різних солей:



Змішані солі - це продукти заміщення гідроксильних груп багатокислотних основ різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно - кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} + \text{HClO} = \text{CaCl}(\text{ClO}) + \text{H}_2\text{O}$.

Змішані солі можна *добути* при взаємодії багатокислотних основ з різними кислотами, як показано вище. При цьому можна виділити дві лінії зв'язку: одна йде від металів, друга - від неметалів.

Процес електролітичної дисоціації

Як відомо, після розчинення деяких речовин у воді їхні розчини можуть проводити електричний струм. Аналогічне явище можна спостерігати, якщо розплавити ці самі речовини. За пропозицією М.Фарадея, такі речовини прийнято називати ***електролітами***.

Електроліти - це речовини, що розпадаються на йони в розчинах або розплавах і тому проводять електричний струм.

Неелектроліти - це речовини, що не розпадаються на йони в розчинах або розплавах і електричний струм не проводять.

До електролітів належать кислоти, основи і майже всі солі. До неелектролітів - більшість органічних сполук, а також речовини, в молекулах яких є лише ковалентні неполярні або малополярні зв'язки.

Як відомо, метали в твердому стані проводять електричний струм, а тому їх називають провідниками першого роду. Електроліти - провідники другого роду. В розчині або розплаві вони дисоціюють на йони, завдяки чому через них і проходить струм. Чим більше йонів у розчині, тим краще він проводить електричний струм.

Розпад електролітів на йони під час їх розчинення у воді називається ***електролітичною дисоціацією***. Так, хлорид натрію NaCl під час розчинення у воді розпадається на йони натрію Na^+ і хлорид-йони Cl^- .

В залежності від характеру впливу на речовини, що викликає їх дисоціацію, розрізняють термічну, електролітичну, фотодисоціацію, дисоціацію під дією йонізуючого опромінення.

Теорію електричної дисоціації розробив шведський фізико-хімік С. Арреніус (1887 - 1888 р.р.). В 1903 році йому було присуджено Нобелівську премію. С. Арреніус довів, що розпад речовини в розчині на йони відбувається і без дії електричного струму. Сучасний зміст цієї теорії можна звести до таких положень:

- ◆ Під час розчинення у воді чи в іншому полярному розчиннику молекули електролітів дисоціюють (розпадаються) на позитивно і негативно

заряджені йони. Йони перебувають у стійкіших електронних станах, ніж атоми. Вони можуть бути прості (K^+ ; Ba^{2+} ; Cl^- ; S^{2-}) і складні (SO_4^{2-} ; CO_3^{2-} ; PO_4^{3-}). Йон у перекладі з грецької мови означає «мандруючий». У розчині йони хаотично переміщуються (мандрують) у різних напрямках.

- ◆ Під дією електричного струму йони починають напрямлено рухатись: позитивно заряджені йони (катіони) рухаються до катоду (-), а негативно заряджені йони (аніони) рухаються до аноду (+). Напрявлене переміщення йонів відбувається внаслідок притягання їх протилежно зарядженими електродами
- ◆ Дисоціація - процес оборотний: у розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул, що розпалися на йони і числом молекул, що утворилися з йонів. Тому в рівняннях електролітичної дисоціації замість знака « \Rightarrow » ставлять знак оборотності « \rightleftharpoons ». Наприклад, рівняння дисоціації молекули електроліту KA на катіон K^+ і аніон A^- в загальному випадку записується :

$$KA \rightleftharpoons K^+ + A^-.$$

Теорія електролітичної дисоціації є однією з основних теорій в неорганічній хімії й узгоджується з атомно-молекулярним вченням та будовою атома.

Механізм електролітичної дисоціації хімічних сполук включає декілька стадій (процесів), що відбуваються у розчині. Зокрема, при розчиненні речовин у полярному розчиннику і воді відбувається процес сольватації (у воді-гідратація) - взаємодія речовини з полярними молекулами розчинника.

Найлегше дисоціюють речовини з іонним зв'язком. Як відомо, ці речовини складаються з йонів. Полярні молекули води, орієнтуються навколо позитивно і негативно заряджених йонів, які знаходяться у вузлах кристалічних ґраток розчиненої речовини і з певною силою притягують їх до себе. В результаті зв'язок між йонами послаблюється та відбувається перехід йона з кристала в розчин (рис. 4). При цьому утворюються *гідратовані йони*, тобто йони хімічно зв'язані з молекулами води.

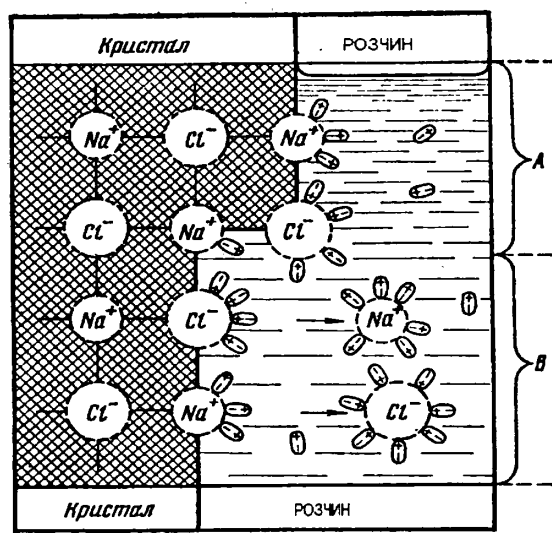
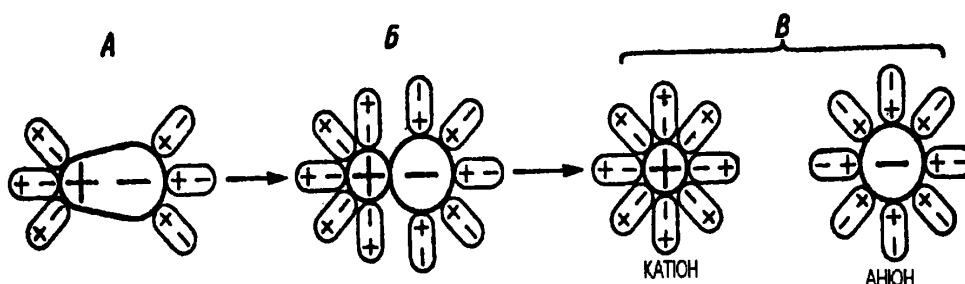
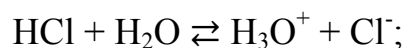


Рис. 4 – Схема процесу розчинення кристалу хлориду натрію у воді: А – гідратація йонів на поверхні кристалу; В – вільні гідратовані йони натрію і хлору, що перейшли у рідку фазу

Дещо інакше відбувається дисоціація електролітів, молекули яких утворені по типу ковалентного полярного зв'язку (полярні молекули): HNO_3 , HCl . Навколо кожної полярної молекули речовини орієнтуються диполі води, які притягуються своїми негативними полюсами до позитивного полюсу молекули електроліту і позитивними полюсами - до негативного полюсу полярної молекули. Молекули води, що притяглися до кінців полярної молекули (диполь - дипольна взаємодія), спричиняють розходження її полюсів - ще більше поляризують молекулу речовини. Така поляризація у поєднанні з коливальним тепловим рухом атомів у молекулі, а також із безперервним тепловим рухом молекул води, що оточують її, призводить до розпаду полярної молекули на іони, як і у випадку розчинення йонного кристалу гідратуються. При цьому йон водню H^+ (протон) міцно зв'язується з молекулою води в йон гідроксонію H_3O^+ . Схематично процес розчинення хлороводню у воді можна відобразити так:



Спільна електронна пара в молекулі HCl зміщується до атому хлору, що перетворюється на гідратований йон Cl^- , а протон (H^+) утворює йон гідроксонію H_3O^+ . Проте у рівняннях дисоціації звичайно пишуть формули йонів, а не їхніх гідратів:



Отже, електроліти - сполуки з йонними або полярними зв'язками - солі, кислоти та основи. І дисоціювати на йони вони можуть у полярних розчинниках.

Сполуки з ковалентним неполярним зв'язком під дією розчинників не йонізуються і тому їх розчини не проводять електричний струм, вони не є електролітами.

Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти

Оскільки електролітична дисоціація - процес оборотний, то в розчинах електролітів поряд з йонами є й молекули. Тому розчини електролітів характеризуються ступенем дисоціації.

Ступінь дисоціації електроліту - це відношення числа його молекул (n), що розпалися на іони, до загального числа молекул (N) електроліту в розчині:

$$\alpha = \frac{n}{N},$$

де α - ступінь електролітичної дисоціації, n - число молекул, що розпалися на йони, N - загальне число молекул у розчині.

Ступінь дисоціації визначається експериментально і виражається в частках одиниці або у відсотках (%). Якщо $\alpha = 70\%$, то це означає, що з 100 молекул даного електроліту 70 розпалися на йони.

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, від концентрації розчину та температури:

1. Ступінь дисоціації збільшується, із зменшенням концентрації електроліту у розчині. Тобто при великому розбавленні розчину ступінь дисоціації наближається до 100 %. Наприклад, ступінь дисоціації NaOH в залежності від концентрації електроліту змінюється таким чином:

1) при концентрації $C = 1$ моль/л $\alpha = 0,73$ (18°C); 2) при $C = 0,1$ моль/л $\alpha = 0,84$; 3) а при $C = 0,01$ моль/л $\alpha = 0,95$;

2. При підвищенні температури ступінь дисоціації збільшується.

В залежності від ступеню дисоціації всі електроліти поділяються на сильні, слабкі та електроліти середньої сили (Додаток 2).

- ◆ ***Сильні електроліти*** - це електроліти у яких α більше 30 % у розведених розчинах ($\sim 0,1$ М). Сильні електроліти практично повністю дисоціюють на йони. До сильних електролітів належать: більшість солей (розчинних), гідроксиди лужних та лужноземельних металів (луги - NaOH, KOH,

Ba(OH)₂ та інші) та ряд неорганічних кислот - HNO₃, HClO₄, HCl, HBr, HI, H₂SO₄.

- ◆ *Слабкі електроліти.* У них α менше 3% у розведених розчинах. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні кислоти - HNO₂, HCN, HClO, HF, H₂S, H₂SiO₃, H₃BO₃, вода, перекис водню, гідроксид амонію, нерозчинні гідроксиди металів.
- ◆ *Електроліти середньої сили.* Ступінь дисоціації цих електролітів у розведених розчинах знаходиться в межах від 3 % до 30 %: H₃PO₄, H₂SO₃, Mg(OH)₂, але їх здебільшого відносять до слабких електролітів.

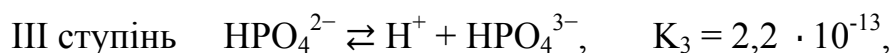
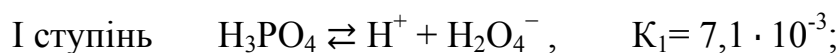
Властивості кислот, основ та солей у світлі теорії електролітичної дисоціації

Теорія електролітичної дисоціації пояснює наявність специфічних властивостей у кислот та основ певним характером їх електролітичної дисоціації - кислотним (з утворенням катіонів H⁺) чи основним (з утворенням аніонів OH⁻). Тому з точки зору цієї теорії можна дати такі визначення кислот, основ та солей.

Кислоти - це електроліти, які під час дисоціації завжди утворюють катіони гідрогену H⁺, що обумовлюють властивості кислот (кислий смак, дію на індикатори, взаємодію з основами та ін.):



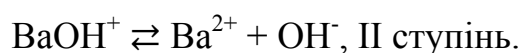
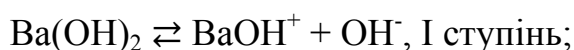
Дво- та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



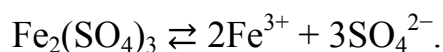
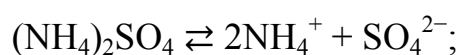
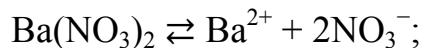
де $K_1 > K_2 > K_3$, тобто ортофосфорна кислота в найбільшій мірі дисоціює за I ступенем.

Йони гідрогену H^+ в водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-іонів H_3O^+ , але для спрощення їх записують як H^+ .

Основи - це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-йони OH^- (інших аніонів не утворюють):



Солі - це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків. Середні солі дисоціюють практично повністю і без стадій:



Кислі і основні солі дисоціюють ступінчасто:



Саме тому в розчинах кислих солей, крім катіонів металів, можуть бути ще йони гідрогену H^+ , а в розчинах основних солей, крім йонів кислотних залишків, можуть бути гідроксид-йони OH^- .

Слід підкреслити, що в розчинах електролітів дисоціація відбувається переважно за першим ступенем.

Кислі та основні солі - є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації.

9.9. Реакції йонного обміну в розчинах електролітів

Реакції в водних розчинах електролітів є реакціями між йонами, а рівняння цих реакцій - йонними рівняннями. При складанні йонних рівнянь реакцій слід керуватися тим, що речовини малодисоційовані, малорозчинні (ті, що випадають у осад), газоподібні записуються в молекулярному вигляді, а сильні електроліти - в йонному вигляді (і вихідні і продукти реакції).

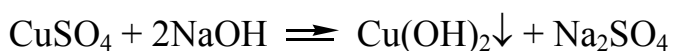
Реакції обміну в розчинах електролітів протікають до кінця (тобто є практично необоротними) в тих випадках, коли утворюються слабкі електроліти, малорозчинні та газоподібні продукти реакції.

Під час складання йонних рівнянь слід дотримуватись наступної послідовності:

- ◆ скласти молекулярне рівняння реакції;
- ◆ представити його у вигляді повного йонного рівняння, зображаючи нерозчинні, малодисоційовані або газоподібні сполуки в молекулярній формі, а дисоційовані в йонній;
- ◆ виключити йони, які не беруть участь в реакції і записати скорочене йонне рівняння.

Розглянемо приклади складання таких рівнянь.

1. Утворення малорозчинної сполуки:



$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ - повне йонне рівняння.

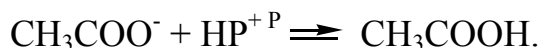
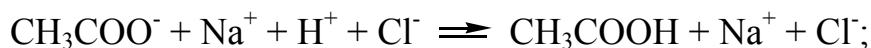
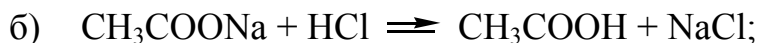
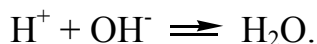
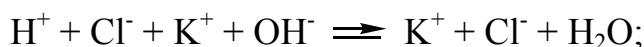
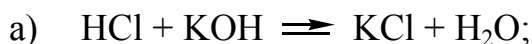
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Cu(OH)}_2\downarrow$ - це скорочене йонне рівняння.

Скорочене йонне рівняння одержано шляхом виключення з повного рівняння однакових йонів в правій і лівій частинах.

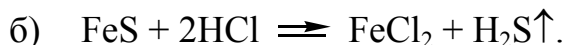
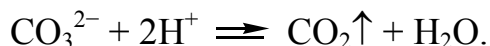
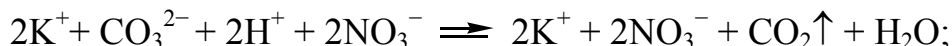
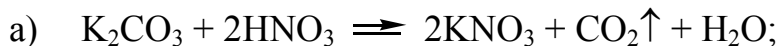
Скорочене йонне рівняння показує, що реакція між сульфатом міді (II) та гідроксидом натрію являє собою взаємодію між йонами Cu^{2+} та гідроксид-йонами OH^- . З точки зору теорії електролітичної дисоціації йони SO_4^{2-} та Na^+ не приймають участь в реакції.

Це скорочене йонне рівняння показує, що при змішуванні розчину будь-якої речовини, яка містить йони Cu^{2+} , з розчином, що містить йони OH^- , рівновага зміщується в бік утворення гідроксиду міді $\text{Cu}(\text{OH})_2$, нерозчинного у воді.

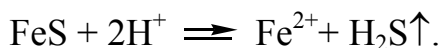
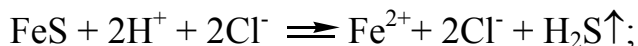
2. Утворення малодисоційованої сполуки:



3. Утворення газоподібної сполуки:



Сульфід заліза (II) не розчинний у воді, а сірководень - малодисоційована сполука, слабкий електроліт. Тому:

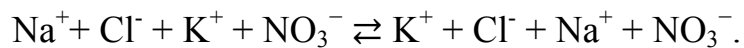
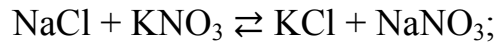


Отже, реакції в розчинах електролітів протікають до кінця, якщо в результаті реакції утворюються:

- ◆ малодисоційована сполука;

- ◆ нерозчинні речовини (осади);
- ◆ газоподібні речовини.

Якщо не виконується хоча б одна з перелічених умов зміщення рівноваги, то реакції у розчинах електролітів не протікають до кінця. В такому випадку в розчині буде суміш йонів:



Гідроліз солей

Водні розчини солей виявляють лужну, кислу або нейтральну реакцію середовища. Це явище викликано гідролізом солей.

Гідролізом солі називають взаємодію йонів солі з водою (з йонами, на які дисоціює вода), що призводить до утворення малодисоційованих або малорозчинних сполук: основ, кислот, основних або кислих солей.

Гідроліз можна уявити як реакцію обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації.

Гідроліз солі – це рівноважний процес, що, як і дисоціація, здійснюється ступінчасто, за стадіями (переважно за першою).

Вода - слабкий електроліт, дисоціація якого відбувається за схемою:



Рівновага реакції зміщується вправо або вліво, за умови зв'язування йонів H^+ або OH^- з утворенням слабого електроліту. Якщо при дисоціації солі утворюються катіони чи аніони, яким відповідають слабкі кислоти або основи, то такі йони взаємодіють з йонами H^+ або OH^- з утворенням, відповідно, слабких електролітів. Отже, суть гідролізу полягає в утворенні слабких електролітів при взаємодії солі з водою. В результаті процесу гідролізу змінюється концентрація водневих та гідроксильних йонів, тобто змінюється реакція середовища.

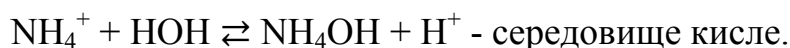
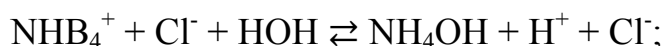
Таким чином, гідролізу підлягають солі, що утворені слабкими електролітами (кислотами чи основами). Солі, що утворені сильними

кислотами і основами, не гідролізуються, так як катіони і аніони солі не зв'язують йони води (H^+ або OH^-), і як наслідок, не зміщують рівновагу реакції. Тому розчини таких солей, як NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 та інші, не гідролізуються, середовище їх розчинів нейтральне.

Залежно від того, яким саме слабким електролітом (кислотою чи основою) утворена сіль, можливі три механізми гідролізу:

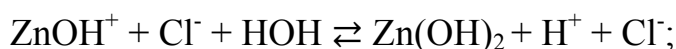
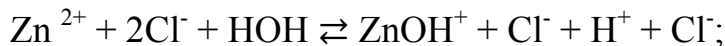
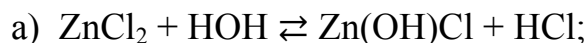
1. Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою (NH_4Cl , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, CuCl_2 , ZnSO_4 , AlCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) – гідролізуються за катіоном.

Це найпоширеніший випадок, так як більшість гідроксидів металів (багатовалентних) є слабкими основами. Солі слабких основ і сильних кислот гідролізують з утворенням слабкої основи (якщо це сіль однокислотної основи) або основних солей. При цьому утворюється сильна кислота. Розчини таких солей мають кислу реакцію:



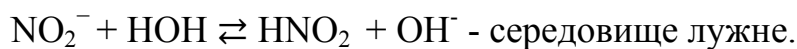
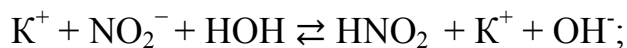
Йони NH_4^+ взаємодіють з йонами гідроксилу води, утворюючи слабкий електроліт NH_4OH ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), а йони водню не утворюють з йонами Cl^- молекул, так як HCl – сильний електроліт. Як наслідок, у розчині утворюється деякий надлишок H^+ і тому розчин NH_4Cl має кислу реакцію.

Солі утворені багатокислотними основами (багатозарядний катіон) гідролізуються ступінчасто, з утворенням основних солей. При цьому гідроліз солі відбувається переважно за I –м ступенем:



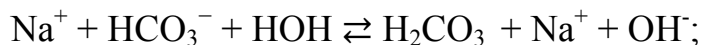
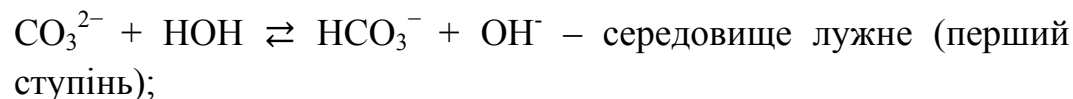
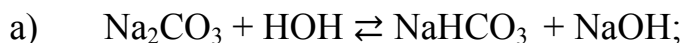
$ZnOH^+ + HOH \rightleftharpoons Zn(OH)_2 + H^+$ - середовище кисле (другий ступінь гідролізу проходить меншою мірою).

2. Сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою (KNO_2 , KCN , CH_3COONa , Na_2CO_3 , K_2S , Na_3PO_4) – гідролізуються за аніоном:



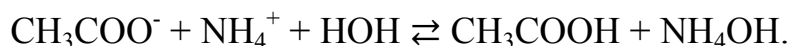
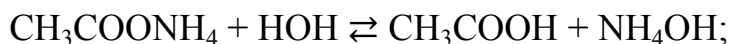
Гідроліз цієї солі проходить з утворенням слабого електроліту HNO_2 та накопиченням надлишку іонів OH^- , що зумовлює лужну реакцію.

Солі багатоосновних кислот гідролізуються ступінчасто, переважно за першим ступенем з утворенням кислотної солі:



3. Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою (CH_3COONH_4 , $(NH_4)_2CO_3$, $(NH_4)_2S$, $Fe(CH_3COO)_3$) – гідролізується за катіоном і аніоном.

Реакція розчину солей, утворених слабкою основою і слабкою кислотою, залежить від співвідношення сили кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо кислота сильніша, як електроліт, за основу, то розчин має слабокислу реакцію, а якщо навпаки – слаболужну. Наприклад :



Розчин CH_3COONH_4 має $pH \approx 7$, так як CH_3COOH та NH_4OH практично однакової сили електроліти .

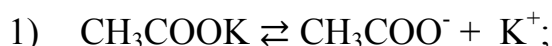
Багато солей цього типу, що утворені багатозарядними катіонами і однозарядними аніонами і навпаки, підлягають гідролізу ступінчасто.

Якщо кислота і основа, які утворюють сіль, не тільки слабкі електроліти, а й малорозчинні, нестійкі або летючі, то гідроліз солі часто відбувається необоротно, тобто супроводжується повним розкладанням солі:

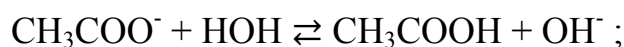


До складання рівнянь гідролізу солей можна підійти дещо інакше. Розуміючись на силі кислоти і основи, з яких утворена сіль, можна зразу написати скорочене йонне рівняння, враховуючи, що в результаті гідролізу утворюється слабкий електроліт.

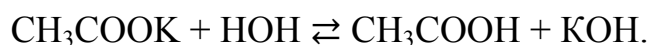
Наприклад, при складанні рівняння гідролізу ацетату калію виходять з наступних положень: сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, дисоціює повністю, гідроліз протікає за аніоном:



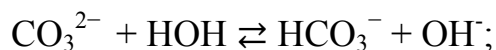
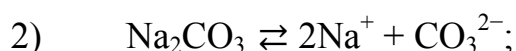
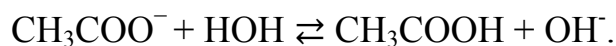
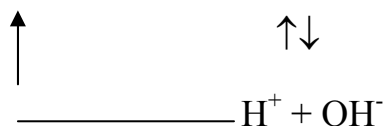
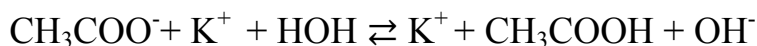
тоді, враховуючи, що CH_3COOH – слабкий електроліт, будемо мати:

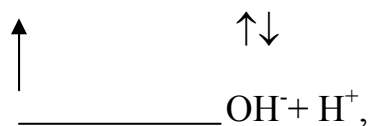
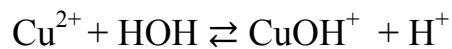
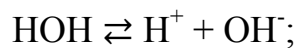
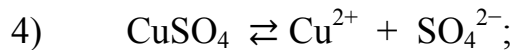
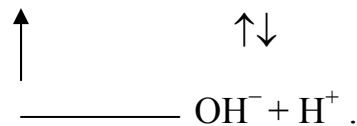
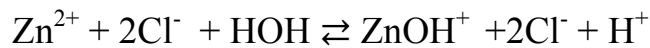
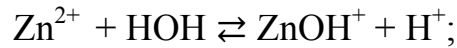
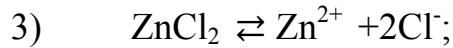
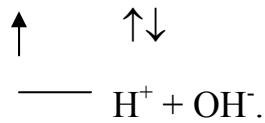
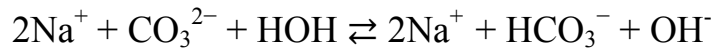


Йон K^+ не приймає участі в утворенні слабого електроліту. А вже потім можна скласти молекулярне і повне йонне рівняння:

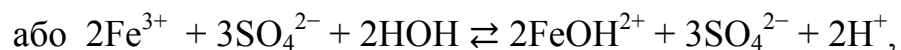
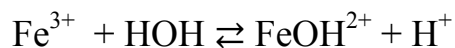
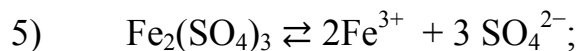
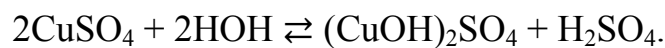


Запис йонних рівнянь гідролізу можна ще дещо змінити:

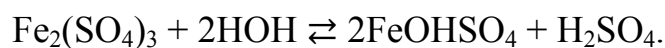




або, враховуючи стехіометричний склад молекул сполук, що утворюються, маємо молекулярне рівняння реакції гідролізу CuSO_4 :

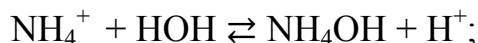


або рівняння цієї реакції гідролізу в молекулярному вигляді:

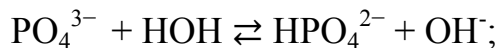


При такому підході особливо просто написати скорочені йонні рівняння таких солей:

1. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – гідроліз за катіоном:



2. Na_3PO_4 , K_2SO_3 , Na_2CO_3 – гідроліз за аніоном:



3. BaS , Na_2S , $\text{Ca}(\text{CN})_2$ –гідроліз за аніоном: $\text{S}^{2-} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$

За цим способом для правильного написання рівнянь гідролізу необхідно дотримуватись наступної послідовності:

- ◆ записати рівняння дисоціації солі;
- ◆ визначити, якими електролітами утворена сіль (слабкими чи сильними);
- ◆ записати скорочене йонне рівняння гідролізу та визначити середовище;
- ◆ записати повне йонне рівняння гідролізу;
- ◆ записати молекулярне рівняння гідролізу.

Необхідно пам'ятати, що процес гідролізу оборотний та відбувається лише частково, і рівновага реакції, як правило зміщена вправо. Процес гідролізу посилюється при вилученні одного з продуктів із середовища реакції. При розведенні розчину та нагріванні гідроліз посилюється.

Окисно-відновні реакції

Ступінь окиснення. Загальні уявлення про окисно-відновні процеси

У природі та техніці більшість реакцій супроводжується зміщенням чи повним передаванням електронів від одних взаємодіючих частинок до інших. Ці процеси мають надзвичайно важливе значення і являють собою особливий вид хімічної взаємодії – окисно-відновні реакції.

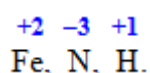
Окисно-відновні реакції – це хімічні реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Як приклад природних окисно-відновних реакцій можна навести процеси фотосинтезу, дихання та метаболізму, що відбуваються в живих організмах. У промисловості на основі окисно-відновних процесів базується безліч технологічних операцій, а саме: добування металів, виробництво кислот, лугів, солей та інших неорганічних і органічних сполук. Окисно-відновні реакції є невід'ємною складовою частиною електрохімічних процесів, що буде розглянуто окремо. Однак, крім позитивного, окисно-відновні реакції можуть інколи мати і негативне значення і бути причиною великих збитків. Наприклад, корозія металів, лісові пожежі, утворення шкідливих і токсичних речовин внаслідок згоряння палива при роботі ТЕЦ і двигунів внутрішнього згоряння, виробництві певних речовин.

Під час окисно-відновних реакцій змінюється валентний стан взаємодіючих атомів завдяки перерозподілу електронної густини при утворенні хімічних зв'язків. Внаслідок цього змінюються ступені окиснення атомів.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, який визначається, виходячи з припущення, що молекула складається з одноатомних іонів.

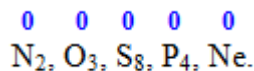
При цьому знак заряду гіпотетичного іона встановлюється з урахуванням полярності ковалентного зв'язку та зміщення спільних електронних пар у бік атома більш електронегативного елемента, який набуває від'ємного ступеня окиснення, а атом з меншою електронегативністю – додатного. Ступінь окиснення записується арабськими цифрами угорі над символом хімічного елемента з попереднім знаком «+» або «-», наприклад,



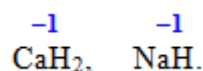
Слід зазначити, що заряди іонів у сполуках на відміну від ступеня окиснення записуються арабськими цифрами із знаком «+» або «-» після цифри і розміщуються угорі праворуч від символів хімічних елементів, наприклад, Mg^{2+} , Cl^- , PO_4^{3-} .

Визначаються ступені окиснення атомів у сполуках, виходячи з **певних правил**.

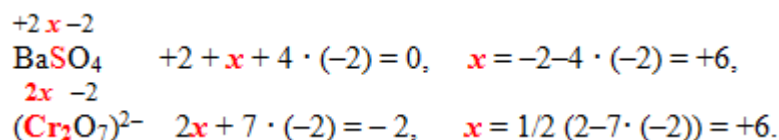
1. Атоми елементів у простій сполуці мають ступінь окиснення, який дорівнює 0:



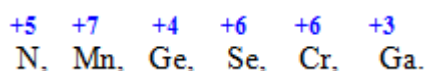
2. Ступінь окиснення кисню у складних сполуках дорівнює -2 , за винятком пероксидів ($\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$), озонідів ($\text{KO}_3^{-1/3}$), надпероксидів ($\text{K}_2\text{O}_4^{-1/2}$), кисень фторидів (O^{+2}F_2 , $\text{O}_2^{+1}\text{F}_2$).
3. Гідроген у складних сполуках має ступінь окиснення $+1$, крім гідридів активних металів:



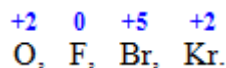
4. Флуор, як найбільш електронегативний елемент, у складних сполуках *завжди* виявляє ступінь окиснення -1 .
5. Ступінь окиснення лужних металів у складних сполуках дорівнює $+1$, а лужноземельних $+2$.
6. У нейтральних молекулах та кристалах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю (рис.9.1а), а у будь-якому іоні – заряду іона (рис.9.1б). Виходячи з цього, визначаються ступені окиснення атомів усіх елементів у молекулі або іоні. Наприклад, ступені окиснення атомів S і Cr в молекулі BaSO_4 та іоні $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ можна обчислити за методом простих алгебраїчних рівнянь з одним невідомим:



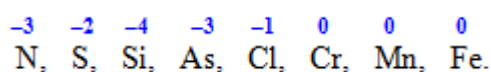
7. Вищий (максимальний) ступінь окиснення для більшості елементів, за невеликим винятком (елементи VIII групи, F, O, Br), визначається за номером групи періодичної системи: $\text{max.ст.ок.} = \text{№ групи}$. Наприклад, елементи N, Mn, Ge, Se, Cr і Ga розміщуються відповідно у VA-, VIВ-, IVA-, VIA-, VIВ- і IIIA-підгрупах, тому для кожного з них максимальний ступінь окиснення є таким:



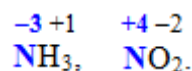
Однак цьому правилу не підкоряється частина d-елементів (рис.9.2), а також такі p-елементи, над символами яких зазначений максимальний ступінь окиснення:



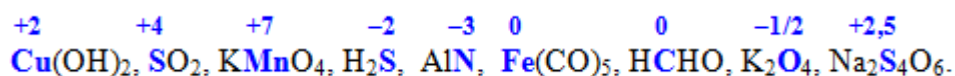
8. Нижчий (мінімальний) ступінь окиснення для атомів елементів IVA-VIIA-підгруп розраховується із співвідношення: $\text{min.ст.ок.} = (\text{№ групи} - 8)$, наприклад, селен є елементом VIA-підгрупи, тому його нижчий ступінь окиснення: $6-8=-2$. Для d-елементів нижчий ступінь окиснення дорівнює нулю. Приклади мінімальних ступенів окиснення деяких елементів:



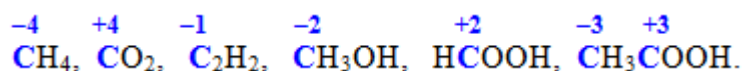
Розглянемо особливості визначення ступеня окиснення на прикладі сполук NH_3 і NO_2 . В амоніаку нітроген має негативний ступінь окиснення як більш електронегативний елемент порівняно з водородом. У нітроген (IV) оксиді більш електронегативним є кисень, тому атом N набуває вже позитивного ступеня окиснення:



У цілому ступінь окиснення атомів у сполуках може бути позитивним, негативним, дорівнювати нулю, набувати цілочислових або дробових значень, наприклад:



Ступінь окиснення не слід ототожнювати з валентністю атомів навіть тоді, коли їх абсолютні значення випадково збігаються. Валентність визначається кількістю зв'язків, якими даний атом сполучається з іншими атомами, тому вона не може мати від'ємних значень або дорівнювати нулю. Наприклад, чотиривалентний атом карбону виявляє різні ступені окиснення у сполуках



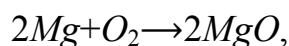
Ступінь окиснення також не має нічого спільного з дійсним, або ефективним зарядом атомів у сполуках. Наприклад, у сполуках $\text{Cr}^{+3}\text{Cl}_3$ і $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$ атоми хрому (+3) і хрому (+6) мають ефективні заряди відповідно +1,2 і 0,2.

Необхідно пам'ятати, що ступінь окиснення є поняттям умовним і певною мірою формальним, однак широко використовується при вивченні окисно-відновних властивостей речовин і при розрахунках коефіцієнтів у окисно-відновних реакціях.

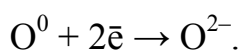
В окисно-відновних реакціях змінювання ступенів окиснення зумовлене *зміщенням електронів* від атомів одного елемента до атомів іншого, але *формально це зміщення може вважатися повним переходом електронів* від атомів одного елемента до атомів іншого, наприклад:



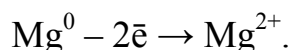
Розглянемо горіння металевого магнію за рівнянням



яке супроводжується переходом двох електронів атома магнію до атома кисню, внаслідок чого утворюються негативно заряджені іони кисню, які набувають стабільної електронної конфігурації $2s^2 2p^6$:



Атом магнію після віддавання двох 4s-електронів теж набуває стабільної електронної конфігурації ($2s^2 2p^6$), перетворюючись у позитивний іон:

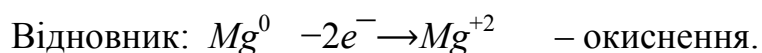
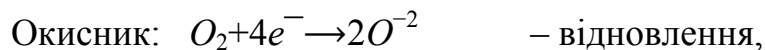


*Процес віддавання атомом електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення, називається **окиснення**, а процес приєднання електронів, при якому ступінь окиснення зменшується, – **відновлення**.*

*Атом, який приєднує електрони і зменшує свій ступінь окиснення, називається **окисник**, а атом, що віддає електрони і підвищує свій ступінь окиснення, називається **відновник**.*

Терміни «окисник» і «відновник» поширюються і на сполуки, що містять відповідно атоми-окисники і атоми-відновники.

Для розглянутої реакції горіння магнію речовиною-окисником є кисень, якій відновлюється внаслідок реакції, а речовиною-відновником – магній, який піддається окисненню:



Підвищення ступеню окиснення при віддаванні електронів і зниження ступеню окиснення при їх приєднанні зручно уявити, користуючись графічною шкалою (рис.9.3) і пам'ятаючи про негативний заряд самих електронів.

Терміни «окиснення» і «відновлення» зберігаються і в тому випадку, коли електрони лише зміщуються від якогось атома (процес окиснення) або до нього (процес відновлення). Обидва процеси є обов'язковими та взаємозалежними складовими однієї загальної реакції і відбуваються одночасно, тому неможливий перебіг відновлення без окиснення і навпаки

9.2. Відновлювальна і окиснювальна здатність речовин

Окисно-відновні властивості речовин залежать від багатьох чинників: будови атомів і положення елементів у періодичній системі, а також від значення ступеня окиснення елементів, що входять до складу сполуки.

У малих періодах із зростанням порядкового номера елемента зменшується атомний радіус, а кількість валентних електронів на зовнішньому шарі збільшується, тому послаблюється здатність атома віддавати електрони і, навпаки, посилюється здатність приєднувати їх, тобто відновні властивості зменшуються, а окисні – зростають.

У головних підгрупах у міру збільшення заряду ядра зростає як кількість електронних шарів, так і радіус атома, зовнішні електрони розміщуються все далі від ядра і дужче екрануються внутрішніми електронними шарами. Через те полегшується віддавання електронів (отже, посилюється відновна активність) і ускладнюється їх приєднання (послаблюються окисні властивості атомів елементів).

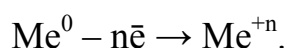
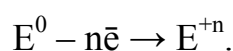
Типові відновники

До типових відновників належать такі групи сполук.

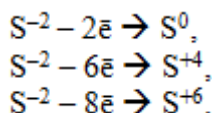
1. *Нейтральні атоми*, на зовнішньому рівні яких міститься невелика кількість електронів (1-4): метали та деякі неметали (H₂, B, C, Si). У цій групі відновників особливо важливими є метали ІА-, ІІА-підгруп, Al, Zn, Fe, а також лантаноїди і актиноїди. *Відновні властивості металів у реакціях, що протікають у водних розчинах, зменшуються від початку до кінця ряду напруг металів:*

Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pb, Au.

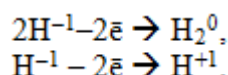
У хімічних реакціях неметали E⁰ і метали Me⁰ віддають електрони і окиснюються за схемою:



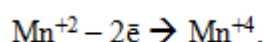
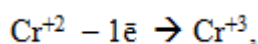
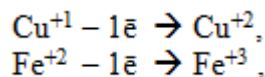
2. *Негативно заряджені іони неметалів Eⁿ⁻*, які здатні віддавати не тільки надлишкові електрони, але і власні електрони зі свого зовнішнього електронного шару. Наприклад, сульфід-іон може окиснюватися до вільної сірки і до більш високих ступенів окиснення:



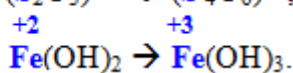
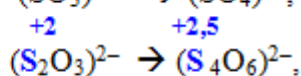
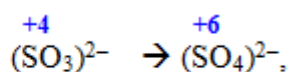
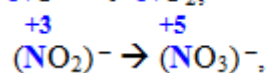
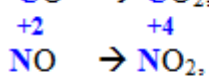
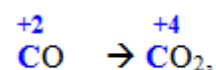
При однаковому негативному заряді відновна властивість іонів зростає із збільшенням атомного радіуса. Так, серед галогенід-іонів відновні властивості посилюються в ряді: Cl⁻¹, Br⁻¹, I⁻¹. *Фторид-іон F⁻¹ відновних властивостей взагалі не виявляє.* До цієї ж групи відновників належать також гідриди лужних та лужноземельних металів (NaH, CaH₂), що містять гідрид-іон H⁻¹, який легко окиснюється:



3. *іони деяких металів у низьких ступенях окиснення*, які здатні виявляти і більш високі ступені окиснення, наприклад:



4. Складні іони або молекули, що містять атоми у проміжних ступенях окиснення, теж виявляють відновні властивості, наприклад:

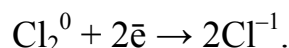
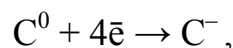
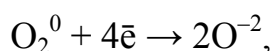
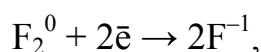


Клікніть і тягніть для зауважень

Типові окисники

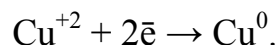
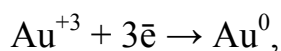
До типових окисників належать такі групи сполук.

1. *Нейтральні атоми і молекули неметалів.* Найсильніші окисники серед простих речовин містяться у VIIA- і VIA-підгрупах (атоми цих елементів можуть приєднувати відповідно один або два електрони), а найслабкіші – атоми елементів IVA-підгрупи, яким до набуття стабільної електронної конфігурації необхідно приєднати аж чотири електрони. У межах однієї підгрупи із зростанням порядкового номера окисні властивості зменшуються, тому *найактивнішим окисником є фтор.*



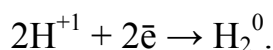
2. *Позитивно заряджені іони металів,* які здатні приєднувати електрони і відновлюватися. *Окисні властивості іонів металів у реакціях, що*

перебігають у водних розчинах, зменшуються від кінця ряду напруг до його початку, тобто найсильнішим окисником серед позитивно заряджених іонів металів є катіони аурому (+3):

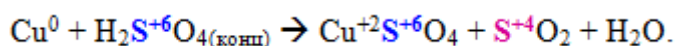
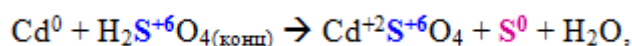
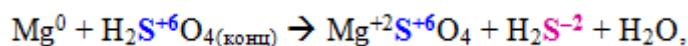


Якщо металу притаманні змінні ступені окиснення, то його окиснювальна властивість тим сильніша, чим вищий ступінь окиснення виявляють атоми метала. Наприклад, Cu^{3+} є більш сильним окисником, ніж Cu^{2+} .

3. Позитивно заряджені іони гідрогену H^+ , що містяться у розчинах неокиснювальних кислот (наприклад: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})}$, H_3PO_4 , HCl , HBr , H_2S , органічні кислоти), виявляють окисні властивості, тому можуть окиснювати метали, які стоять у ряді напруг до водню, а самі при цьому відновлюються:



4. Складні молекули чи іони, що містять атоми елементів у максимальному (або достатньо високому) ступені окиснення: концентровані H_2SO_4 і HNO_3 та їх солі; сполуки, до складу яких входять іони ClO_3^- , MnO_4^- , MnO_4^{2-} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ тощо. При цьому глибина і характер відновлення залежать від умов реакції: типу відновника, концентрації реагенту, середовища, природи розчинника, температури. Наприклад, концентрована сульфатна кислота може відновлюватися різним чином залежно від положення металу в ряді напруг: чим активніший метал і чим вища концентрація H_2SO_4 , тим глибше її відновлення, яке відбувається за однією із схем:



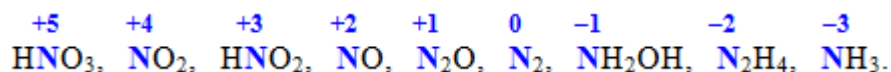
Розведена нітратна кислота теж може відновлюватися металами до різних продуктів, що містять атоми нітрогену в невисоких ступенях окиснення, наприклад: N^{+2}O , N^{+1}_2O , N^0_2 , N^{-3}H_3 (або $\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{N}^{+5}\text{O}_3$, якщо HNO_3 береться у

надлишковій кількості). У цьому випадку спостерігається зворотна залежність: чим активніший метал і чим сильніше розведена кислота HNO_3 , тим глибше вона відновлюється.

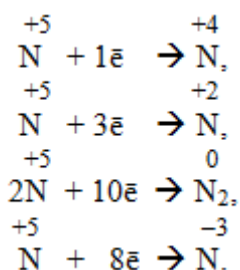
Характер відновлення перманганат-іону залежить від середовища (рис.9.5): в кислому MnO_4^- відновлюється до Mn^{+2} , у нейтральному – до Mn^{+4} , у лужному – до Mn^{+6} .

Окисно-відновна двоїстість

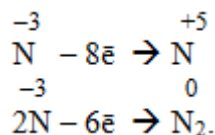
Ступінь окиснення атомів певного елемента у конкретній сполуці суттєво впливає на окисно-відновні властивості. При підвищенні ступеня окиснення збільшується окиснювальна здатність атомів елемента, а при зниженні – навпаки, посилюються відновлювальні властивості. Для прикладу розглянемо ряд нітрогеновмісних сполук:



Нітратна кислота HNO_3 , в якій нітроген (+5) виявляє максимальний ступінь окиснення, характеризується лише окисними властивостями і може тільки відновлюватися за однією із схем:



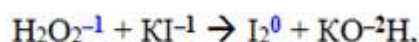
Амоніак NH_3 містить атоми нітрогену (-3) у мінімальному ступені окиснення, тому він може бути лише відновником і здатний тільки окиснюватися, наприклад:



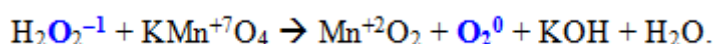
Сполуки, в яких N перебуває у проміжних ступенях окиснення (від +4 до -2), залежно від умов можуть виявляти як окисний, так і відновний характер, тобто окисно-відновну двоїстість:

окисник	$\overset{+3}{\text{N}} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}$	відновлення
відновник	$\overset{+3}{\text{N}} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}$	окиснення

Деякі речовини, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення, залежно від характеру сполуки, з якою вони взаємодіють, можуть виявляти відновні або окисні властивості. Наприклад, H_2O_2 та інші пероксиди з більш сильними відновниками поведуть себе як окисники і відновлюються внаслідок реакції:



а з більш сильними окисниками – як відновники, що окиснюються під час реакції:



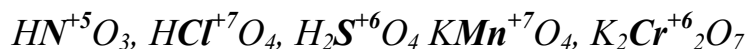
Аналогічні властивості характерні і для багатьох інших сполук:

- нітритна (азотиста) кислота HNO_2 та її солі нітриту, до складу яких входить нітрит-іон NO_2^- , наприклад:
 $(\text{N}^{+3}\text{O}_2)^- + 2\text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+2}\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ відновлення,
 $(\text{N}^{+3}\text{O}_2)^- + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow (\text{N}^{+5}\text{O}_3)^- + 2\text{H}^+$ окиснення;
- сульфїтна кислота H_2SO_3 та її солі сульфїти, що містять сульфїт-аніон SO_3^{2-} :
 $(\text{S}^{+4}\text{O}_3)^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow \text{S}^0 + 3\text{H}_2\text{O}$ відновлення,
 $(\text{S}^{+4}\text{O}_3)^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow (\text{S}^{+6}\text{O}_4)^{2-} + 2\text{H}^+$ окиснення;
- вільні галогени хлор, бром, йод (крім фтору F_2), наприклад, йод:
 $\text{I}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^{-1}$ відновлення,
 $\text{I}_2^0 + 6\text{H}_2\text{O} - 10\bar{e} \rightarrow 2(\text{I}^{+5}\text{O}_3)^- + 12\text{H}^+$ окиснення;
- фосфор:
 $\text{P}^0 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{P}^{-3}\text{H}_3$ відновлення,
 $\text{P}^0 + 4\text{H}_2\text{O} - 5\bar{e} \rightarrow (\text{P}^{+5}\text{O}_4)^{3-} + 8\text{H}^+$ окиснення;
- сірка:
 $\text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{-2}$ відновлення,
 $\text{S}^0 - 4\bar{e} \rightarrow \text{S}^{+4}$ окиснення.

Підсумовуючи розглянуті відомості про окисники та відновники, можна зробити загальний висновок:

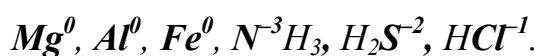
Атоми елементів, що мають **вищий (максимальний) ступінь окиснення**, можуть лише приймати електрони і тому в окисно-відновних реакціях виявляють виключно окиснювальні властивості.

Наприклад:



Атоми елементів що мають **нижчий (мінімальний) ступінь окиснення**, можуть лише віддавати електрони і тому виявляють тільки відновлювальні властивості.

Наприклад:



Атоми елементів, які мають **проміжний ступінь окиснення**, можуть як приєднувати електрони, так і віддавати їх, тому залежно від умов здатні виявляти як окиснювальні, так і відновлювальні властивості - **окисно-відновна двоїстість**.

Рівняння окисно-відновних реакцій

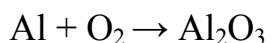
Будь-який окисно-відновний процес можна умовно поділити на дві напівреакції: окиснення і відновлення. Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно оцінити окисно-відновні властивості реагентів і визначити речовину-окисник, до складу якої входять атоми елемента у максимальному (або близькому до нього) ступені окиснення, та речовину-відновник, що містить атоми елемента в низькому ступені окиснення. Далі виходячи з хімічного характеру кожного з цих елементів, слід спрогнозувати склад сполук, що утворюються внаслідок напівреакцій окиснення та відновлення, а також склад побічних продуктів, і розставити коефіцієнти.

При складанні окисно-відновних реакцій застосовують два методи: електронного балансу та іонно-електронний. Обидва методи ґрунтуються на умові: *в окисно-відновних реакціях кількість електронів, що віддає відновник, повинна дорівнювати кількості електронів, яку приймає окисник.*

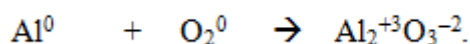
Метод електронного балансу

Досить велику кількість окисно-відновних реакцій неможливо урівняти простим підбором коефіцієнтів, тому частіше звертаються до *метода*

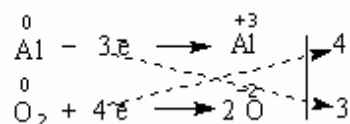
електронного балансу. Для прикладу запишемо схему взаємодії між алюмінієм і киснем:



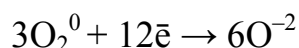
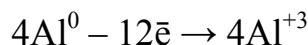
Оскільки баланс – це рівність, необхідно зрівняти кількість електронів, що віддає відновник, з кількістю електронів, що приєднує окисник. Для цього спочатку визначають ступені окиснення елементів до і після реакції:



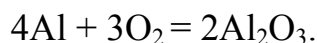
З порівняння ступенів окиснення видно, що атоми Al віддають електрони і набувають позитивного ступеня окиснення, а атоми O, навпаки, приєднують електрони і набувають негативного ступеня окиснення. Щоб одержати ступінь окиснення +3, атом алюмінію повинний віддати три електрони, а двом атомам кисню для досягнення ступеня окиснення –2 необхідно прийняти чотири електрони, як показано на схемі:



Щоб кількості прийнятих і відданих електронів зрівнялися, *кожний* член першої напівреакції необхідно помножити на 4, а другої – на 3, внаслідок чого кількість електронів в обох випадках стає рівною 12:

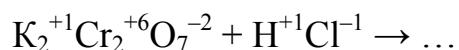


Отже, електронний баланс досягнуто і одночасно зрівнялися кількості атомів кожного елемента до і після реакції. Після цього одержані коефіцієнти переносять у рівняння реакції:

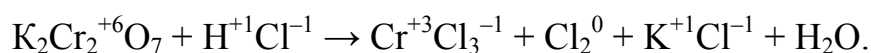


Алгоритм методу електронного балансу розглянемо докладніше на іншому прикладі – взаємодії калій дихромату з концентрованою соляною (хлоридною) кислотою.

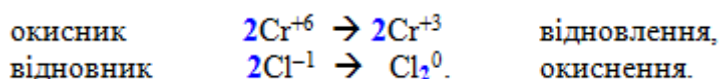
1. Записують у молекулярній формі реагуючі речовини, вказуючи ступені окиснення всіх елементів:



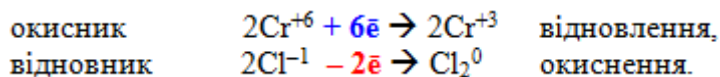
2. Визначають, яка сполука виступатиме у ролі окисника, а яка – відновника. У наведеному прикладі $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ містить хром (+6) у максимальному ступені окиснення, тому він може бути тільки окисником, який у кислому середовищі звичайно відновляється до Cr^{+3} . А сполука HCl , в якій хлор (-1) виявляє мінімальний ступень окиснення, буде відновником. Найімовірніше, що хлор (-1) окиснюється до вільного хлору. Очевидно, що продуктами реакції будуть такі речовини:



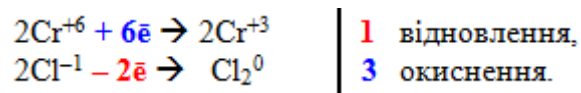
3. Зазначають елементи із змінними ступенями окиснення, вказуючи елемент-окисник і елемент-відновник. При цьому враховують кількість атомів кожного елемента, що міститься у сполуці. Оскільки $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ має два атоми хрому (+6), то згідно із законом збереження маси і утворюватися будуть два атоми хрому, але вже в іншому ступені окиснення, що обов'язково відображається коефіцієнтами. *Подвоєння кількості атомів за допомогою індексів застосовується тільки у випадку простої речовини:*



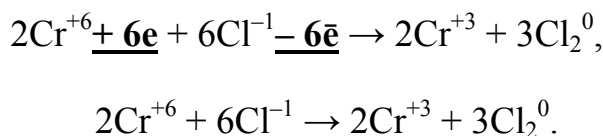
4. Розраховують загальні кількості електронів, що приймають атоми окисника і віддають атоми відновника:



5. Підбирають множники (основні коефіцієнти) для обох напівреакцій так, щоб після множення на них кількість електронів, які приймає окисник, дорівнювала кількості електронів, які віддає відновник. У схемі електронного балансу ці множники записуються за вертикальною рисою напроти відповідних напівреакцій:



6. Помножують кожний член обох напіреакцій на знайдені основні коефіцієнти. Після цього складають рівняння напівреакцій та скорочують кількість електронів:



7. Переносять одержані коефіцієнти у схему окисно-відновної реакції:



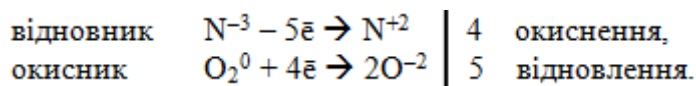
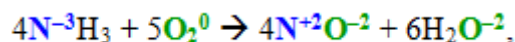
8. Визначають коефіцієнти для тих речовин, атоми яких не змінили своїх ступенів окиснення. Слід звернути увагу, що не всі атоми хлору хлоридної кислоти відновлюються до Cl_2 , частина їх витрачається на утворення солей CrCl_3 і KCl , тому коефіцієнт перед HCl повинен ураховувати й ті атоми хлору, які не змінили ступеня окиснення:



Типи окисно-відновних реакцій

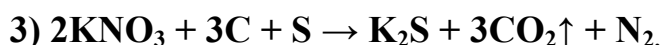
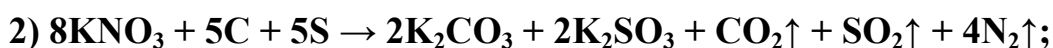
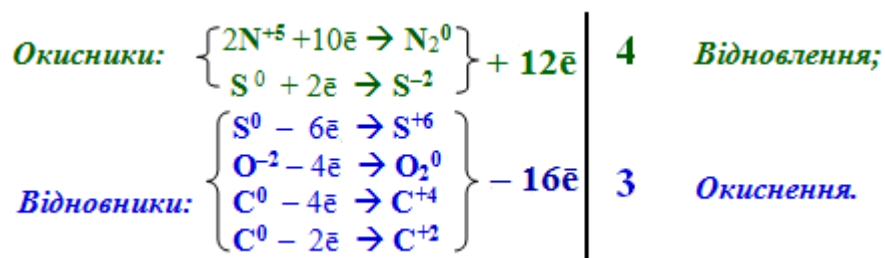
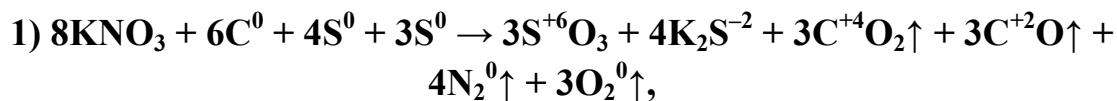
Окисно-відновні реакції поділяють на три основні типи.

1. **Міжмолекулярні окисно-відновні реакції**, в яких атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу різних сполук, наприклад:

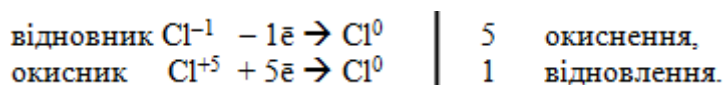
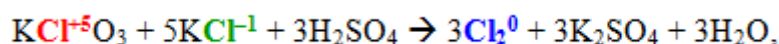


Досить часто міжмолекулярні реакції проходять за участю декількох окисників чи відновників, що необхідно ураховувати при складанні електронного балансу. Наприклад, при вибуху чорного пороху одночасно відбуваються три реакції (в рівняннях відновники виділені синім, а окисники – зеленим шрифтом).

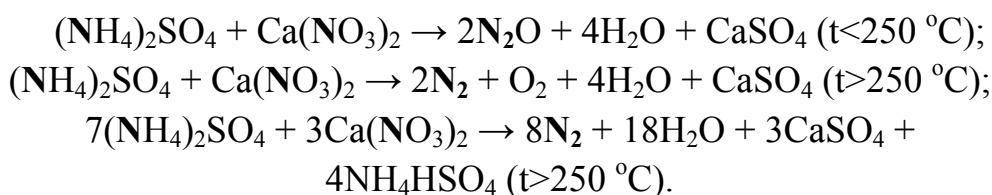
Для однієї з цих реакцій наводимо всі рівняння електронного балансу:



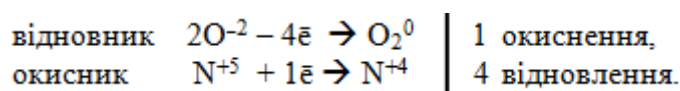
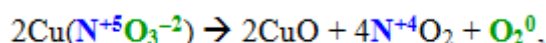
Як частинний випадок типу міжмолекулярних окисно-відновних реакцій розглядають **міжмолекулярна конмутація** – тобто *такі реакції, що проходять між різними речовинами, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення*, наприклад:



Міжмолекулярна конмутація проходить і при нагріванні амоній сульфату і кальцій нітрату до різних температур:



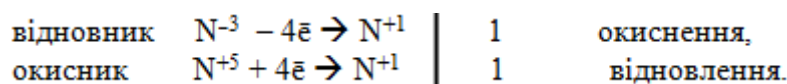
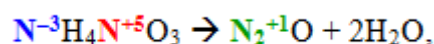
2. **Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції**, в яких атоми елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу однієї сполуки, наприклад:



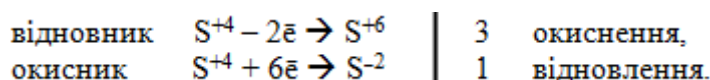
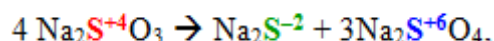
Яскравим прикладом внутрішньомолекулярного типу окисно-відновних реакцій є розклад амоній дихромату; при цьому окисник (Cr^{+6}) і відновник (N^{-3}) входять до складу однієї сполуки:



До цього типу належать і реакції *внутрішньомолекулярна конмутація* – розкладання речовин, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Як приклад внутрішньомолекулярної конмутації можна навести розкладання амоній нітрату ($\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{N}^{+5}\text{O}_3$), в якому два атоми нітрогену перебувають у різних ступенях окиснення. Залежно від умов реакція може проходити по-різному. При температурі близько $200\text{ }^\circ\text{C}$ вона перебігає за схемою:



3. *Диспропорціонування (або дисмутація)* – окисно-відновні реакції, які супроводжуються одночасним зменшенням і збільшенням ступеня окиснення атомів одного й того ж самого елемента, що входить до складу молекул однієї сполуки. Реакціям диспропорціонування підлягають лише речовини, що містять атоми елемента у проміжному ступені окиснення, наприклад:



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Основні правила техніки безпеки та експериментальних досліджень при роботі в хімічній лабораторії

Всі роботи лабораторного практикуму з біонеорганічної хімії студент виконує в халаті.

З перших днів необхідно привчити себе:

- 1) працювати акуратно та уважно;
- 2) тримати робоче місце в чистоті;
- 3) не тримати на лабораторному столі сторонніх предметів.

При виконанні лабораторних робіт інколи необхідно користуватися речовинами кислот, лугів (особливо концентрованих), мати справу з хімічними сполуками, що належать частково до отруйних або токсичних речовин, а тому завжди треба суворо дотримуватись таких правил:

студентам дозволяється працювати в лабораторії лише в присутності викладача чи лаборанта;

вивчити правила техніки безпеки й під час роботи суворо їх дотримуватись. Порушення цих правил може призвести до нещасного випадку;

роботи з отруйними речовинами й із тими, що неприємно пахнуть виконувати лише у витяжній шафі;

при розведенні концентрованих кислот (особливо сірчаної) обережно вливати кислоту у воду, а не навпаки (берегти очі);

особливо уважним необхідно бути, працюючи із твердими лугами (берегти очі);

сухі реактиви брати тільки чистим шпателем, спеціальною ложкою, сухою пробіркою;

працюючи з газовими пальниками, треба стежити за витоком газу (визначають за запахом);

лабораторні склянки з горючими та легко-займистими речовинами (етиловий спирт, ацетон, бензол, етиловий ефір та ін.) не можна тримати біля пальників та електронагрівальних приладів;

при спалаху спирту, бензолу та інших речовин треба негайно накрити полум'я азбестовим рядном чи засипати піском;

підігріваючи рідини чи тверді тіла, не спрямовувати отвір пробірки чи колби на себе і на тих, хто працює поряд. Не можна також нахилитися над посудиною, де відбувається реакція;

дбайливо поводитися з хімічним посудом та предметами лабораторного обладнання;

після закінчення дослідів треба ретельно вимити посуд та прибрати місце роботи.

- не вживати їжу в лабораторії;
- не пробувати реактиви на смак.

Перша допомога при нещасних випадках

1. При порізах склом вийняти його уламки з рани, змазати поріз 3%-м спиртовим розчином йоду або перекису водню й перев'язати.
2. При опіках полум'ям або гарячими предметами треба негайно покласти на обпечене місце вату чи марлю, добре змочену етиловим спиртом або 2 – 5%-м розчином перманганату калію.
3. При попаданні кислоти та лугів на шкіру необхідно обмити уражене місце спочатку великою кількістю води. Потім у випадку ураження кислотою промити 5%-м розчином гідрокарбонату натрію, а при ураженні лугами – 1-2%-м розчином оцтової чи борної кислоти і знову промити водою.
4. При попаданні в очі бризок кислоти чи лугу необхідно терміново промити їх великою кількістю водопровідної води, а потім 2%-м розчином гідрокарбонату натрію (якщо попала кислота) чи 2%-м розчином борної кислоти (якщо попав луг) і знову водою.
5. В усіх випадках отруєння, опіків та поранень після надання першої допомоги в лабораторії потерпілому терміново за телефоном 03 викликають швидку допомогу або відправляють у поліклініку.

Основні прийоми лабораторних досліджень напівмікрометодом

Майже всі досліди з курсу неорганічної хімії виконуються в скляних пробірках із допомогою реактивів, які вводяться в реакцію в кількостях не менше як 0,1 г твердої речовини чи 1 мл (20-30 крапель) розчину (мікрометод). Однак для економії реактивів та підвищення безпеки окремих експериментів застосовують напівмікрометод аналізу. Він відрізняється тим, що для проведення реакцій вимагається в 10-20 разів менше реагентів, тобто 4-7 крапель розчину:

1. дослідження методом напівмікроаналізу проводять у пробірках, на предметних скельцях, на спеціальних фарфорових чи пластмасових пластинках із заглибленнями, а також нанесенням реагентів на фільтрувальний папір. При цьому досліди виконують шляхом змішування кількох краплин реагентів;

2. розчини, необхідні для проведення дослідів, дозують тільки піпеткою, не витягуючи склянку з реактивом із гнізда штативу. Не можна торкатися піпеткою стінок пробірки, оскільки при цьому можна забруднити реагент у піпетці, а значить, і в склянці;
3. при виконанні дослідів у пробірку наливати не більше як 5-10 крапель кожного реагенту з таким розрахунком, щоб загальний об'єм не перебільшував $1/5$ частини об'єму пробірки;
4. нагрівати суміш у пробірці можна тільки на водяній бані;
5. після закінчення дослідів з металами, необхідно промити залишки останніх та здати їх лаборанту (забороняється викидати їх у раковину);
6. після проведення дослідів із солями срібла необхідно злити продукти реакції в спеціальну склянку.

Хімічні реактиви та вимоги до них

Основною вимогою до хімічних реактивів є їх чистота. За ступенем чистоти реактиви класифікують на:

- технічні (т.) – вміст домішок понад 2 % ;
- чисті (ч.) – вміст домішок до 2,0 % ;
- чисті для аналізу (ч.д.а.) – вміст домішок до 1 % ;
- хімічно чисті (х.ч.) – вміст домішок менше 0,1 % ;
- особливо чисті (ос.ч.) – вміст домішок 0,01 - 0,00001 % .

У хімічному аналізі не слід користуватись реактивами без етикеток або з тими, для яких не зазначено ступінь їх чистоти. Склянки з розчинами реактивів повинні мати етикетку, де вказується формула речовини, її точна або наближена концентрація та дата приготування. Склянки з розчинами реактивів повинні бути герметично закритими.

Зберігають розчини реактивів у шафах, на полицях лабораторних столів. Леткі та із сильним запахом речовини (аміак, органічні розчинники, концентровані кислоти, луги) слід зберігати у витяжній шафі. Деякі реактиви (KI, I₂, KMnO₄, K₂Cr₂O₇, AgNO₃, KSCN, K₃[Fe(CN)₆], тощо), що розкладаються під дією сонячного проміння, потрібно зберігати в склянках із темного скла.

Лабораторна робота №1

Класифікація неорганічних сполук

Дослід 1. Взаємодія оксидів з водою.

Внести в три пробірки по декілька крупинок (кількістю близько об'єму однієї сірникової голівки) CaO, CuO, ZnO. Додати в кожену пробірку 5-10 крапель дистильованої води та перемішати вміст пробірок. Які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2 Одержання нерозчинних у воді гідроксидів.

Внести у пробірки № 1, 2, 3, 4, 5 по 1-4 краплі розчинів солей заліза (III) (FeCl_3 чи $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), міді (CuSO_4 або $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ або CuCl_2), марганцю (MnSO_4 або $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ або MnCl_2), нікелю (NiSO_4 або $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ або NiCl_2), кобальту (II) (CoSO_4 або $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ або CoCl_2). Додати в кожену пробірку по 1-2 краплі розчину будь-якого лугу. Що при цьому спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій та відмітити колір осаду в кожній пробірці. Пояснити, чому змінюється колір осаду гідроксиду марганцю(II).

РІВНЯННЯ	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{MnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ H ₂ SO ₄ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ H ₂ SO ₄ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання амфотерних гідроксидів.

У три пробірки помістити по 1 краплі розчину лугу. У першу по краплям додати розчину солі алюмінію (AlCl₃ чи Al₂(SO₄)₃) до утворення осаду, в другу – солі цинку (ZnCl₂ чи ZnSO₄) до утворення осаду, в третю – солі хрому (III) (Cr₂(SO₄)₃) також до утворення осаду. Кожен з одержаних осадів розділити на дві пробірки. До однієї частини осаду додати розчин азотної кислоти HNO₃, до другої частини – розчин лугу. Що при цьому спостерігається? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	Al ₂ (SO ₄) ₃ + NaOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	ZnSO ₄ + NaOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	Cr ₂ (SO ₄) ₃ + NaOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ HNO ₃ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ HNO ₃ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ HNO ₃ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ NaOH →

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ NaOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	+ NaOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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

У пробірку № 1 помістити 2-3 краплі розчину BaCl₂, додати стільки ж розчину Na₂SO₄; в пробірку № 2 – 2-3 краплі розчину Pb(NO₃)₂, додати 1-2 краплі розчину KI; в пробірку № 3 – 2-3 краплі розчину CoSO₄, додати 2-3 краплі розчину Na₂HPO₄. Що спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій, вказати забарвлення осадів.

РІВНЯННЯ	BaCl ₂ + Na ₂ SO ₄ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	Pb(NO ₃) ₂ + KI →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	CoSO ₄ + Na ₂ HPO ₄ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Лабораторна робота №2

Електролітична дисоціація

Дослід 1. Одержання малорозчинних речовин.

А) У три пробірки взяти окремо по 5-6 крапель розчинів Na_2SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Na_3PO_4 і додати в кожну пробірку по 3-4 краплі розчину BaCl_2 . Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів CuSO_4 та $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Додати в одну пробірку 4-5 крапель розчину NaOH , а в другу – 4-5 крапель $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Одержання малодисоційованої речовини.

У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів CH_3COONa та $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ і додати в кожну пробірку по 5-6 крапель 2н HCl або 2н H_2SO_4 . Суміш нагріти і за запахом визначити виділення парів оцтової кислоти. Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання газоподібних речовин.

А) Взяти в пробірку 5-6 крапель NH_4Cl і додати стільки ж розчину NaOH . Вміст пробірки нагріти на водяній бані. За запахом визначити, який газ виділяється. Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) В пробірку помістити 0,01 – 0,02 г твердої солі CaCO_3 або BaCO_3 і додати 4-5 крапель 2н HCl . Що спостерігається? Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Одержання та властивості амфотерних гідроксидів.

Одержати в 2-х пробірках осад $Zn(OH)_2$ шляхом додавання до 4-5 крапель розчину $ZnSO_4$ кількох крапель розчину $NaOH$. В одну пробірку додати 5-6 крапель 2н HCl , а в другу – 5-6 крапель 2н $NaOH$. Що відбувається з осадом $Zn(OH)_2$? Скласти молекулярні та йонні рівняння одержання осаду $Zn(OH)_2$ та його розчинення в кислоті та лузі.

РІВНЯННЯ	$ZnSO_4 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Лабораторна робота №3

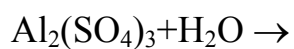
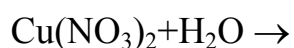
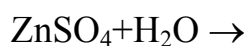
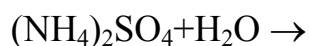
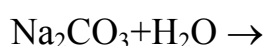
Гідроліз солей

Дослід 1. Визначення реакції середовища в розчинах солей.

Для розчинів солей Na_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ZnSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ скласти рівняння гідролізу солей і теоретично передбачити рН розчинів цих солей. Потім визначити реакцію середовища, наносячи краплю розчину на лакмусовий папірець.

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Колір індикатора	Середовище
1	Na_2CO_3			
2	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$			
3	ZnSO_4			
4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$			
5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			
6	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$			

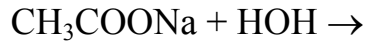
Скласти молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій:



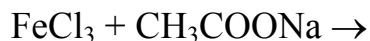
Дослід 2. Вплив температури на гідроліз.

А) У дві пробірки налити по 5-6 крапель 2н розчину CH_3COONa і по одній краплі розчину фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а

другу – нагріти на водяній бані, і відмітити зміну забарвлення. Скласти рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі.

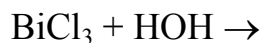


Б) В пробірку налити 5-6 крапель FeCl_3 і 4-5 крапель CH_3COONa . Відмітити зміну забарвлення розчину в результаті утворення ацетату заліза (111). Додати 25-30 крапель дистильованої води і суміш нагріти на водяній бані до утворення бурого осаду. Скласти рівняння гідролізу ацетату заліза за першою та другою стадіями в молекулярній і йонній формі.



Дослід 3. Посилення гідролізу при розведенні розчину.

Взяти в пробірку 4-5 крапель хлориду або нітрату вісмуту і додати по краплям (15-20 крапель) дистильовану воду до утворення осаду основної солі. Розчин з одержаним осадом зберегти для наступного досліді. Скласти рівняння гідролізу беручи до уваги, що в результаті гідролізу утворюється $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$



Дослід 4. Оборотність процесу гідролізу.

До осаду основної солі вісмуту, одержаного в попередньому досліді, додати по краплям розчин соляної кислоти до розчинення осаду. Потім знову додати дистильованої води до утворення осаду основної солі. Дати пояснення явищам, що відбуваються. Скласти рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.



Лабораторна робота №4

Окисно-відновні реакції

Дослід 1. Вплив реакції середовища на окисно-відновні процеси.

У три пробірки помістити по 2-3 краплі розчину KMnO_4 . У першу додати 1-2 краплі розчину сірчаної кислоти, в другу – 3-4 краплі дистильованої води, в третю – 2-3 краплі розчину лугу (KOH чи NaOH). Чи змінюється при цьому колір розчину KMnO_4 ?

Потім у кожену пробірку додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфїту натрію або калію. Які явища при цьому відбуваються в кожній пробірці? Написати рівняння відповідних реакцій, скласти схеми перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Окисно-відновні властивості сполук хрому.

У пробірку помістити 2-3 краплі розчину біхромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, додати 2-3 краплі розчину сірчаної кислоти, додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфїту натрію чи калію. Відмітити зміну кольору

розчину. Написати рівняння, скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

У другу пробірку помістити 1-2 краплі розчину лугу (KOH чи NaOH), по краплям додати розчин сульфату хрому (III) до утворення осаду. Відмітити колір осаду. Додати туди ж знову розчину лугу (KOH чи NaOH) до розчинення осаду, після цього – 3-4 краплі 10%-ного розчину пероксиду водню H_2O_2 , підігріти суміш на водяній бані 2-3 хвилини. Як змінився колір розчину? Скласти рівняння реакцій, що відповідають перетворенням $Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$Cr_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$ $Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow$ $K_2CrO_2 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Відновні властивості йонів металів у нижчій ступені окиснення.

До 2-3 крапель розчину роданіду амонію NH_4SCN додати 1-2 краплі розчину хлориду чи сульфату заліза (III). Відзначити колір утвореного розчину. Далі краплями до нього додати розчин хлориду олова (II) до повного знебарвлення. Скласти рівняння реакцій, що при цьому відбуваються. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$NH_4SCN + FeCl_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ SnCl_2 \rightarrow$

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ		

Лабораторна робота №5

Координаційні сполуки

Дослід 1. Утворення сполук із комплексним катіоном.

У пробірку з 4-5 краплями розчину сульфату або хлориду міді (II) додавати краплями розчин аміаку спочатку до утворення осаду гідроксисульфату міді, а потім – до його повного розчинення і утворення комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Як змінився початковий колір розчину? Скласти рівняння реакцій відповідно до стадій процесу взаємодії реагентів.

РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $+ \text{NH}_4\text{OH}_{(\text{конц})} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном.

2.1. У пробірку налити 4-5 крапель розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і додавати по одній краплі розчин KI до утворення червоного осаду йодиду ртуті (II). Продовжувати додавати розчин KI до повного розчинення осаду і утворення тетраїодомеркурату (II) калію. Скласти рівняння реакції, враховуючи стадії.

РІВНЯННЯ	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$ $\text{HgI}_2 + \text{KI} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2.2. Налити в пробірку 5-7 крапель розчину сульфату або хлориду кобальту (II). Додавати поступово кристали KNO_2 до насичення розчину (на дні пробірки залишається небагато нерозчиненої солі). До суміші додати краплями концентровану оцтову кислоту до утворення жовтого осаду $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Скласти рівняння реакцій за стадіями, враховуючи, що азотиста кислота, яка виділяється при підкисленні, окислює $\text{Co} (2+)$ до $\text{Co} (3+)$:

РІВНЯННЯ	$\text{CoCl}_2 + \text{KNO}_2 \rightarrow$ $\text{KNO}_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{HNO}_2 +$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Комплексні сполуки в реакціях обміну.

3.1. До 4-5-ти крапель розчину будь-якої солі заліза (II) додати 2-3 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Якого кольору утворився осад? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.2. До 4-5-ти крапель розчину солі міді (II) додати 2-3 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$CuCl_2 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.3. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.4. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину $KSCN$ або NH_4SCN . Зазначити колір розчину і скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$FeCl_3 + NH_4SCN \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Лабораторна робота №6

Хімічні властивості аніонів біогенних неметалів Cl, S, N, P

Дослід 1. Окисна активність галогенів у елементарному стані.

Влити в пробірку 3-4 краплі розчину KBr або NaBr, додати 5-6 крапель хлорної води (розчин хлору в H₂O, який містить елементарний хлор у вигляді Cl₂). Вільний бром, який виділяється, екстрагують струшуванням суміші з 3-4-ма краплями бензолу. Скласти рівняння реакції. В іншій пробірці провести аналогічний дослід з KI і бромною водою.

РІВНЯННЯ	$KBr + Cl_2 \xrightarrow{C_6H_6}$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$KI + Cl_2 \xrightarrow{C_6H_6}$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Відновні властивості іонів I.

До 2-3-х крапель розчину KI долити 4-5 крапель розчину H₂SO₄ і краплями додавати розчин нітриту натрію або калію (KNO₂, NaNO₂) до зміни забарвлення суміші. Довести наявність вільного йоду в суміші, додаючи кілька крапель розчину крохмалю. Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Нерозчинні у воді солі галогеноводневих кислот.

Взяти в пробірки по 3-5 крапель розчинів солей хлористоводневої і йодистоводневої кислот (наприклад, NaCl і KI), додати в кожну по кілька крапель розчину Pb(NO₃)₂. Відзначити колір осадів, які утворюються, і скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$NaCl + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
-----------------	---------------------------------

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Відновні властивості S (4+).

Налити в пробірку 5-7 крапель розчину Na_2SO_3 , підкислити 3-4 краплями розчину H_2SO_4 і додати 3-5 крапель розчину води (діючий компонент I_2). Чому зникає забарвлення I_2 ?

РІВНЯННЯ	$Na_2SO_3 + I_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Реакція відкриття іона SO_4^{2-}

У пробірку налити 8-9 крапель розчину сульфату калію або натрію і додати 5-6 крапель розчину $BaCl_2$. Випробувати розчинність утвореного осаду в HNO_3 або HCl , а також в $NaOH$ або KOH . Скласти рівняння реакції утворення осаду

РІВНЯННЯ	$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$BaSO_4 + HNO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$BaSO_4 + KOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Нестійкість тіосірчаної кислоти.

Розчинити в 15-20 краплях дистильованої води кілька крупинок тіосульфату натрію ($Na_2S_2O_3$) і додати 8-10 крапель соляної кислоти. Спостерігати

помутніння розчину через 5-10 хв. Чим це викликано? Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Окисні і відновні властивості азотистої кислоти і нітритів.

У пробірку внести 3-5 крапель розчину KMnO_4 , підкислити його 2-3 краплями H_2SO_4 і додати 5-7 крапель розчину або 1-2 кристалики NaNO_2 . Які властивості в цій реакції проявляє нітрит натрію? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Окисні властивості азотної кислоти.

Налити в пробірку 3-5 крапель концентрованої HNO_3 , додати шматочок міді. Переконатися у виділенні газу. Розвести реакційну суміш 20-30 краплями дистильованої води. Як змінюється колір газу, що виділяється при розведенні кислоти? Написати рівняння окисно-відновних реакцій взаємодії міді з концентрованою і розведеною HNO_3 .

РІВНЯННЯ	$\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{розв})} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. Характерна реакція на йони фосфорної кислоти.

До 3-4 крапель молібденової рідини додати 10-12 крапель розчину H_3PO_4 або її солі. Суміш нагріти на водяній бані. Утворюється жовтий осад складу $(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$.

РІВНЯННЯ	$\text{H}_3\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Лабораторна робота № 7

Хімічні властивості металів та їх сполук (K, Ca, Mg, Sr, Al, Pb, Cu, Zn, Mn, Co, Fe)

Дослід 1. Витіснення одних металів іншими

У дві пробірки налити по 5-6 крапель CuSO_4 та $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Додати в кожен з них по одній гранулі очищеного цинку (гранулу занурюють на 1-2 хв. у розчин HNO_3 , а потім промивають дистильованою водою). Через 5-10 хв. відмітити, як змінився колір поверхні гранули цинку. Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Zn} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Відкриття калію в солях і добривах

До 3-4-х крапель розчину солі калію додати 2-3 краплі розчину $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Випадає жовтий осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$\text{KNO}_3 + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Зміна розчинності фосфатів кальцію

До 1-2-х крапель розчину CaCl_2 додати 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Чому утворився осад?

До суміші в пробірці додавати краплями розчин H_3PO_4 до повного розчинення осаду. Скласти рівняння реакцій утворення CaHPO_4 і $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

РІВНЯННЯ	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 +$ $+ \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 +$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Окисні властивості йонів міді (II)

До 2-3-х крапель розчину CuSO_4 додавати 3-4 краплі розчину йодиду калію. Спостерігати утворення осаду CuI і виділення йоду (бурий колір розчину). Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{KI} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Дія розчину аміаку на солі металів

У чотири пробірки взяти по 2-3 краплі розчинів солей: ZnSO_4 , CoSO_4 , CuSO_4 та FeSO_4 . В кожну з них додати по 1-2 краплі розведеного розчину аміаку до випадання осадів гідроксидів. Відмітити колір осадів і додати ще в кожну пробірку по 7-10 крапель концентрованого розчину аміаку. Чому гідроксиди цинку і міді розчинилися? Чи можна використати цю властивість для мікроелементного підживлення рослин? Складіть рівняння реакцій утворення та розчинення гідроксидів.

РІВНЯННЯ	$\text{ZnSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $+ \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CoSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $+ \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $+ \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{FeSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ $+ \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Одержання амфотерних гідроксидів

У дві пробірки помістити по 1 краплі розчину лугу. В першу по краплям додати розчину солі алюмінію ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ або AlCl_3) до утворення осаду, в другу – солі цинку (ZnSO_4 або ZnCl_2) до утворення осаду. Кожен із одержаних осадів розділити дві пробірки. До однієї частини осаду додати розчин азотної кислоти, а до другої частини- розчин лугу. Що при цьому спостерігається? Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ \text{NaOH} \rightarrow$ $+ \text{HNO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ \text{NaOH} \rightarrow$

	+ HNO ₃ →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

ДОДАТОК 1 Таблиця електронегативності елементів (за Полінгом)

H 2,1							He -		
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -		
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -		
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -		
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -		
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -		
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Ku -	Ns -					

ДОДАТОК 2 Можливі окисно-відновні числа деяких елементів

Елемент	Ступінь окислення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
H			H ⁻ гідриди	H ₂	H ⁺						
F			F ⁻	F ₂							
Cl			HCl Cl ⁻	Cl ₂	Cl ₂ O HClO ClO ⁻		HClO ₂ ClO ₂ ⁻	ClO ₂	HClO ₃ ClO ₃ ⁻	Cl ₂ O ₆ (ClO ₃)	Cl ₂ O ₇ HClO ₄ ClO ₄ ⁻
Br			HBr Br ⁻	Br ₂	Br ₂ O HBrO BrO ⁻		HBrO ₂ BrO ₂ ⁻		HBrO ₃ BrO ₃ ⁻		HBrO ₄ BrO ₄ ⁻
I			HI I ⁻	I ₂	HOI IO ⁻				I ₂ O ₅ HIO ₃ IO ₃ ⁻		HIO ₄ ·2H ₂ O Або H ₅ IO ₆
O		H ₂ O	H ₂ O ₂ перокси- сиди	O ₂		F ₂ O					
S		H ₂ S	FeS ₂	S		SO		SO ₂ H ₂ SO ₃ SO ₃ ²⁻		SO ₃ H ₂ SO ₄ SO ₄ ²⁻	
N	NH ₃ NH ₄ ⁺	N ₂ H ₄	NH ₂ OH	N ₂	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃ HNO ₂ NO ₂ ⁻	NO ₂	N ₂ O ₅ HNO ₃ NO ₃ ⁻		
P	PH ₃			P			P ₂ O ₃ HPO ₃ ²⁻		P ₂ O ₅ PO ₄ ³⁻		
As	AsH ₃			As			As ₂ O ₃ AsO ₃ ³⁻		As ₂ O ₅ AsO ₄ ³⁻		
Sb	SbH ₃			Sb			Sb ₂ O ₃ Sb ³⁺ SbO ₂ ⁻		Sb ₂ O ₅ SbO ₃ ⁻		
Bi				Bi			Bi ³⁺ Bi ₂ O ₃ BiO ⁺		Bi ₂ O ₅ BiO ₃ ⁻		
C	C ₂ H ₆	C ₂ H ₄	C ₂ H ₂	C		CO		CO ₂ H ₂ CO ₃ CO ₃ ²⁻			
Sn				Sn		Sn ²⁺ SnO ₂ ²⁻		Sn ⁴⁺ SnO ₃ ²⁻			
Pb				Pb		Pb ²⁺ PbO PbO ₂ ²⁻		Pb ⁴⁺ PbO ₂ PbO ₃ ²⁻			
Al				Al			Al ³⁺ AlO ₂ ⁻ AlO ₃ ³⁻				
B	B ³⁻ B ₂ H ₆			B			B ³⁺ B ₂ O ₃ BO ₂ ⁻ B ₄ O ₇ ²⁻				

Продовження таблиці додатку 2

				Me^0		Me^{2+}					
Лужно-земельні метали				Me^0		Me^+					
Лужні метали				Me^0	Me^+						
Ag				Ag	Ag^+	Ag^{2+}					
Au				Au	Au^{1+}	Au^{3+}					
Cu				Cu	Cu^+	Cu^{2+}					
Zn				Zn		Zn^{2+}					
Cd				Cd		Cd^{2+}					
Hg				Hg	Hg_2^{2+}	Hg^{2+}					
Cr				Cr			Cr^{3+} CrO_2^- CrO_3^{3-}			$Cr_2O_7^{2-}$ CrO_4^{2-}	
Mo				Mo		Mo^{2+}	Mo^{3+}	Mo^{4+} MoO_2 MoO_3^2	Mo^{5+} MoO^{3+}	MoO_3 MoO_4^{2-}	
Mn				Mn		Mn^{2+}	Mn^{3+}	MnO_2		MnO_4^{2-}	MnO_4^-
Fe				Fe		Fe^{2+}	Fe^{3+}			FeO_4^{2-}	
Co				Co		Co^{2+}	Co^{3+}				
Ni				Ni		Ni^{2+}	Ni^{3+}				
Елемент	Ступінь окислення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7

ДОДАТОК 3 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⁺
OH⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
I⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO₃²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO₄²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO₄³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO₄²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO₃²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO₃⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO₂⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH₃- COO⁻	P	P	P	P	P	P	P	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

Аніони	Катіони									
	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
OH ⁻	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
J ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ - -COO ⁻	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Список рекомендованої літератури

1. Копілевич В.А., Карнаухов О.І., Мельничук Д.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2003. – 752 с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. - К.: Вища школа, 1991. - 431 с.
3. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія. К.: Вища школа, 1971. - Ч. I - 441с., Ч. II - 416 с.
4. Косматий В.Є., Копілевич В.А. та ін. Лабораторний практикум з неорганічної хімії для студентів факультету агрохімії та ґрунтознавства. - К.: Вид-во НАУ, 2002. - 159 с.
5. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., О.А.Голуб. Загальна хімія. - К.: Вища школа, 2009. - 471 с.

Підписано до друку 13 листопада 2015 р.
Формат 60x84 1/16. Папір офсетний.
Ум.друк.арк. 5,5 Наклад 60 прим.
Зам. № 11058 від «13» листопада 2015 р.
Свідоцтво 31200617 ДДП «Експо-Друк»
03680, м. Київ, пр. ак. Глушкова, 1