

Міністерство освіти і науки України  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ГІРНИЧИЙ УНІВЕРСИТЕТ



**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**  
до лабораторної роботи  
**„КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК”**  
з дисципліни „Хімія”

для студентів усіх спеціальностей

Дніпропетровськ  
2007

Методичні вказівки до лабораторної роботи „Класи неорганічних сполук” з дисципліни „Хімія” для студентів усіх спеціальностей / Упоряд.: П.О. Єгоров, О.І. Темченко, О.Б. Нетяга. – Д.: Національний гірничий університет, 2007. – 20 с.

Упорядники:

П.О. Єгоров, канд. хім. наук, проф. (розд. 1);  
О.І. Темченко, канд. техн. наук, доц. (підрозд. 2.3);  
О.Б. Нетяга, ст. викл. (підрозд. 2.1, 2.2).

Затверджено до видання методичною комісією з напряму підготовки 6.040103 Геологія (протокол № 1 від 29.05.07) за поданням кафедри хімії (протокол № 9 від 15.05.07).

Подано методичні рекомендації з вивчення властивостей основних класів неорганічних сполук, методи їх отримання та взаємодія з іншими речовинами для виконання лабораторної роботи „Класи неорганічних сполук” студентами перших курсів усіх спеціальностей з дисципліни „Хімія”. Наведено завдання для самостійної роботи.

Відповідальний за випуск завідувач кафедри хімії, канд. хім. наук, проф. П.О. Єгоров.

# 1. Лабораторна робота

## КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

**Мета** лабораторної роботи – поновлення та закріплення знань у студентів перших курсів на тему „Класи неорганічних сполук”, отриманих у школі, і набуття практичних навичок у проведенні та написанні хімічних реакцій з урахуванням властивостей вихідних хімічних сполук.

**Завдання** лабораторної роботи – вивчення властивостей кислотних, основних і амфотерних оксидів та гідроксидів, а також взаємних перетворень середніх і кислих солей.

Виконавши лабораторну роботу, студент **знатиме:**

- класифікацію неорганічних сполук;
- суть і визначення таких понять, як оксид, гідроксид, кислота, основа, амфотерний гідроксид, середня, кисла та основна солі;
- найважливіші хімічні властивості кожного класу систематики;
- способи отримання оксидів, гідроксидів, солей;
- номенклатуру неорганічних сполук;

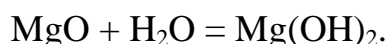
**умітиме:**

- за формулою хімічної сполуки визначати клас, до якого належить та чи інша сполука;
- складати найпростіші рівняння хімічних реакцій;
- писати графічні формули сполук кожного класу.

У звіті до лабораторної роботи для кожного експерименту треба фіксувати: номер, назву досліду, рівняння хімічних реакцій, спостережені явища, висновки. Наприклад:

Дослід. Кислотно-основні властивості магній оксиду.

Магній оксид частково розчиняється у воді:



Фенолфталеїн набуває малинового забарвлення, середовище – лужне. Таким чином, магній оксид – це основний оксид.

Перед виконанням лабораторної роботи слід ретельно вивчити властивості основних класів неорганічних сполук (оксидів, гідроксидів, солей), викладені далі. При цьому треба мати на увазі, що шкільна програма розглядає п'ять класів неорганічних сполук: оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі. Методичні ж вказівки аналізують три класи: оксиди, гідроксиди, солі. Оксигеновмісні кислоти, основи і амфотерні гідроксиди об'єднані у клас гідроксидів.

При вивченні закономірностей змін щодо кислотно-основних властивостей гідроксидів у періодах і групах періодичної системи Менделєєва таке об'єднання доцільне. Після виконання лабораторної роботи і складання звіту необхідно виконати завдання на сторінках 8, 10, 12, 13 і 20.

## Експериментальна частина

Прилади і реактиви:

Апарат Кіппа.

Магній оксид (розчин), MgO твердий.

Спиртівка.

Індикатори: фенолфталеїн, лакмус.

Вапняна вода (насичений розчин Ca(OH)<sub>2</sub>).

### Взаємодія оксидів з водою та їх кислотно-основні властивості

**Дослід 1.** Властивості магній оксиду.

Помістіть у пробірку невелику кількість магній оксиду і 3 – 4 мл води. Збовтайте вміст пробірки і додайте 1 – 2 краплі фенолфталеїну. Охарактеризуйте властивості магній оксиду.

**Дослід 2.** Властивості карбон оксиду (IV).

Налийте у пробірку 3 – 4 мл води, додайте 3 – 4 краплі лакмусу. Після цього з апарата Кіппа пропустіть у воду вуглекислий газ до зміни кольору розчину. Охарактеризуйте властивості CO<sub>2</sub>.

### Отримання гідроксидів та їх кислотно-основні властивості

**Дослід 3.** Властивості алюміній гідроксиду.

Налийте у пробірку 3 – 4 мл розчину солі алюмінію. Додайте розчин лугу до утворення осаду. Розділіть розчин з осадом на дві порції. До першої додайте хлоридну кислоту, а до другої – розчин лугу. Ретельно перемішайте. Охарактеризуйте властивості алюміній гідроксиду.

**Дослід 4.** Властивості купрум (II) гідроксиду.

У пробірку з 3 – 4 мл розчину солі купруму додайте розчин лугу до утворення осаду. Розділіть розчин з осадом на дві частини. До першої додайте хлоридну кислоту, а до другої – розчин лугу. Ретельно розмішайте. Охарактеризуйте властивості купрум (II) гідроксиду.

**Дослід 5.** Властивості ферум (III) гідроксиду.

У пробірку з 3 – 4 мл розчину солі феруму (III) додайте розчин лугу до утворення осаду. Розділіть розчин з осадом на дві порції. До першої додайте хлоридну кислоту, а до другої – розчин лугу. Ретельно розмішайте. Охарактеризуйте властивості ферум (III) гідроксиду.

### Властивості солей

**Дослід 6.** Взаємодія солі з кислотою, лугом та будь-якою іншою сіллю (реакції обміну).

У кожному з трьох пробірок налейте 3 – 4 мл розчину свинцю нітрату (II). У першу пробірку додайте по краплях розчин хлоридної кислоти до утворення осаду, у другу – розчин луку, а в останню – розчин Калій йодиду. Зробіть висновок, з якими речовинами і за яких умов середні солі вступають у реакцію обміну.

**Дослід 7.** Отримання та взаємне перетворення середніх і кислих солей.

Налійте у пробірку 3 – 4 мл насиченого розчину  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , тобто вапняної води. Пропустіть у розчин із апарата Кіппа вуглекислий газ та поспостерігайте за явищем. Спочатку утвориться нерозчинна у воді середня сіль – кальцій карбонат. Продовжуйте пропускати в розчин  $\text{CO}_2$  доти, поки весь осад розчиниться, утворивши кислу сіль (кальцій гідрокарбонат). Пробірку з розчином кальцій гідрокарбонату нагрійте до кипіння і стежте за появою осаду. Зробіть висновки відносно умов утворення середніх і кислих солей.

## 2. Методичні вказівки до вивчення теми

### „КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК”

При вивченні хімії студент має перш за все засвоїти найважливіші принципи взаємодії речовин і на підставі цих принципів навчитися складати рівняння хімічних реакцій.

Усі речовини розподіляються на прості і складні. **Прості речовини** – це такі, молекули яких складаються з атомів одного й того ж елемента. Наприклад,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{As}$  та ін. У **складних же речовин** молекули мають атоми двох (бінарні) або більше елементів (багатоелементні):  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{NO}_2$  тощо.

Прості речовини розподіляються на метали й неметали. У періодичній системі Менделєєва метали розміщені у лівій нижній частині від діагоналі (В – At), а в правій верхній частині – неметали (за винятком елементів побічних підгруп).

Елементи поблизу діагоналі (наприклад,  $\text{Al}$ ,  $\text{Sb}$ ,  $\text{Ge}$ ) поведуть себе як метали за одних умов і як неметали – за інших.

Хімічні властивості складних речовин, зокрема їх здатність взаємодіяти один з одним, визначаються належністю до певного класу сполук. Розрізняють такі класи неорганічних сполук: оксиди, гідроксиди, солі.

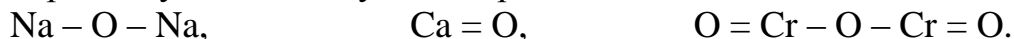
### 2.1. Оксиди

Студенту треба знати, що визначальною ознакою всіх неорганічних сполук є оксиди. Міцне знання хімічних властивостей оксидів – необхідна умова для успішного оволодіння подальшим хімічним матеріалом.

**Оксиди** – це сполуки хімічних елементів з Оксигеном, у молекулах яких елемент безпосередньо зв'язаний з Оксигеном, проте зв'язок між атомами

Оксигену відсутній. Тобто це – бінарні сполуки елементів із Оксигеном, який має ступінь окиснення –2. Наприклад, натрій оксид  $\text{Na}_2\text{O}$ , кальцій оксид  $\text{CaO}$ , хром (III) оксид –  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Графічні формули відображають порядок розташування атомів, кількість хімічних зв'язків між атомами в молекулі. Вони не відбивають реальної просторової будови молекули. Наприклад:

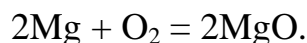


Крім оксидів, існують оксигенові сполуки металів, у молекулах яких має місце зв'язок між атомами Оксигену:  $-\text{O} - \text{O}-$ . Такі сполуки називаються *пероксидами*. Так, натрій пероксид  $\text{Na}_2\text{O}_2$   $\text{Na} - \text{O} - \text{O} - \text{Na}$ . Пероксиди зустрічаються досить рідко, але студент має відрізнити їх від оксидів.

За сучасною українською термінологією, яка відповідає міжнародним стандартам ISO та вимогам IUPAC, назва оксидів складається із назви елемента у називному відмінку та слова *оксид*, наприклад:  $\text{BaO}$  – барій оксид,  $\text{K}_2\text{O}$  – калій оксид. Коли елемент виявляє змінну ступінь окиснення, то до назви елемента додається в дужках її величина (римською цифрою). Наприклад:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – ферум (III) оксид,  $\text{FeO}$  – ферум (II) оксид,  $\text{SO}_3$  – сульфур (VI) оксид.

Існує кілька способів отримання оксидів:

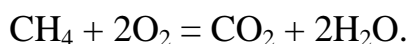
1. Безпосереднє сполучення елементів з оксигеном:



2. Термічний розклад основ, солей:



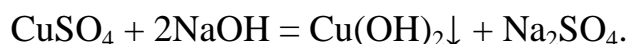
3. Окиснення (горіння) складних речовин:



Оксиди бувають **несолетворні** і **солетворні**. Несолетворні оксиди:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$  та ін. Кількість несолетворних оксидів незначна на відміну від солетворних, що за хімічними властивостями розподіляються на три групи: основні, кислотні та амфотерні.

**Основні оксиди** – це гідроксиди з основними властивостями. Наприклад:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{NiO}$  – основні оксиди, оскільки їм відповідають гідроксиди (основи):  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ .

Більшість основних оксидів безпосередньо не вступають в реакцію з водою і відповідні їм основи отримують шляхом реакції обміну:



Деякі основні оксиди утворюють основи взаємодією з водою:

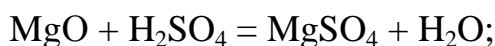


До таких оксидів належать оксиди лужних та лужноземельних металів:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{SrO}$ .

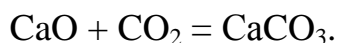
Студент має пам'ятати, що основні оксиди утворюються, як правило, металами із ступенем окиснення +1 чи +2.

Основні оксиди взаємодіють:

– з кислотами, утворюючи сіль та воду:



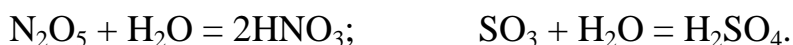
– з кислотними оксидами, утворюючи сіль:



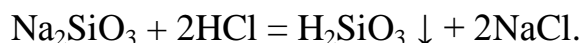
**Запам'ятайте:** основні оксиди взаємодіють лише зі сполуками, які мають кислотні властивості і не взаємодіють зі сполуками з основними властивостями (не утворюють солей).

**Кислотні оксиди** (ангідриди кислот) – це такі оксиди, гідроксиди яких мають властивості кислот. Наприклад:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$  – кислотні оксиди, оскільки їм відповідають кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ .

Більшість кислотних оксидів при взаємодії з водою утворюють кислоти



Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою. Кислоти, які відповідають таким оксидам, отримують з їх солей. Наприклад,  $\text{SiO}_2$  – кремній (IV) оксид – з водою не взаємодіє. Відповідна цьому оксиду кремнієва кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  отримується з її солі – натрій силікату  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  шляхом реакції обміну з іншою кислотою:

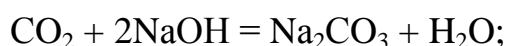


Студент має знати, що всі оксиди неметалів – **кислотні**. Виняток становлять несолетворні оксиди, але їх дуже мало. Кислотні оксиди можуть бути утворені й металами із ступенем окиснення +5 і вище. Наприклад, оксиди  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$  та інші, які легко розчиняються у воді з утворенням перманганатної та хромової кислот:

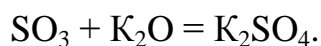


Кислотні оксиди взаємодіють:

– з основами, утворюючи сіль і воду



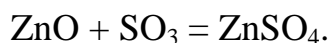
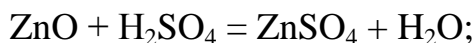
– з основними оксидами, утворюючи сіль



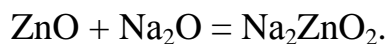
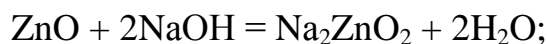
**Запам'ятайте:** кислотні оксиди взаємодіють тільки із сполуками, які мають основні властивості. Кислотні оксиди не взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами.

**Амфотерні оксиди** – це такі, які залежно від умов виявляють або основні, або кислотні властивості. Слід звернути увагу, що амфотерні оксиди утворюються тільки металами, причому ступінь окиснення металу в амфотерному оксиді дорівнює +3 чи +4. Коли ж ступінь окиснення металу дорівнює +2, оксид може бути основним чи амфотерним. Амфотерні оксиди з таким ступенем окиснення металу треба запам'ятати: BeO, ZnO, PbO, SnO.

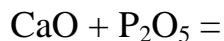
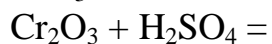
Інші оксиди металів зі ступенем окиснення +2 – основні. Амфотерні оксиди безпосередньо з водою не взаємодіють, а вступають в реакції солеутворення з кислотами і кислотними оксидами, з основами (лугами) та основними оксидами. Наприклад, якщо на цинк оксид ZnO подіяти сульфатною кислотою чи її ангідридом SO<sub>3</sub>, то ZnO виявляє основні властивості. Унаслідок реакції утворюється сіль (цинк сульфат):



При взаємодії з лугом NaOH чи основним оксидом Na<sub>2</sub>O цинк оксид виявляє кислотні властивості, утворюючи сіль Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub> (натрій цинкат):



**Завдання.** Закінчити рівняння реакцій:



## 2.2. Гідроксиди

**Гідроксиди** – це продукти прямого чи непрямого приєднання води до оксидів. Гідроксиди поділяються на три групи: основи, оксигеновмісні кислоти та амфотерні гідроксиди. Для кращого розуміння можна схематично зобразити зв'язок оксидів та гідроксидів:

основний оксид + H<sub>2</sub>O → основа (основний гідроксид);

кислотний оксид + H<sub>2</sub>O → оксигеновмісна кислота (кислотний гідроксид);

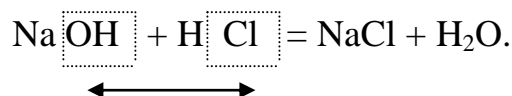
амфотерний оксид + H<sub>2</sub>O → амфотерний гідроксид.



При цьому треба пам'ятати, що не всі оксиди безпосередньо взаємодіють з водою.

### 2.2.1. Основи

**Основи** – це хімічні сполуки, до складу молекул яких входять метал і гідроксидні групи OH<sup>-</sup> (NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>3</sub>), здатні заміщуватися на кислотні залишки. Схематично зазначене виглядає так:



Коли заміщують гідроксидну групу основи на кислотний залишок, утворюється сіль. Основи – це гідроксиди основних оксидів. Кількість гідроксидних груп, що у складі молекули основи, визначається ступенем окиснення металу і характеризує кислотність основи. Наприклад, однокислотна основа – NaOH, двокислотна – Ca(OH)<sub>2</sub>.

Усі основи розподіляються на дві групи: розчинні у воді та нерозчинні. Розчинні – це **луги**, яких порівняно небагато. До них належать гідроксиди лужних та лужноземельних металів, наприклад: NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> та ін.

Переважає більшість основ у воді – важкорозчинна: Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Cd(OH)<sub>2</sub>, Mn(OH)<sub>2</sub> та ін.

Основою є також NH<sub>4</sub>OH – амоній гідроксид, який утворюється взаємодією амоніаку з водою: NH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O = NH<sub>4</sub>OH.

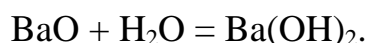
Згідно з правилами IUPAC назва основ утворюється від слова *гідроксид* з префіксом та назви даного елемента: Ba(OH)<sub>2</sub> – барій дигідроксид, KOH – калій гідроксид.

Якщо метал виявляє змінний ступінь окиснення, то до назви гідроксиду додають ступінь окиснення металу у круглих дужках римською цифрою. Так, Fe(OH)<sub>3</sub> – ферум (III) гідроксид, Fe(OH)<sub>2</sub> – ферум (II) гідроксид.

Розчинні у воді основи (луги) отримують при взаємодії – лужних і лужноземельних металів з водою:



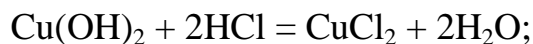
– оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:



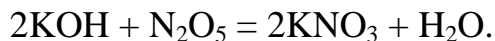
Нерозчинні у воді основи одержують реакцією обміну між сіллю цього металу і лугом, наприклад:



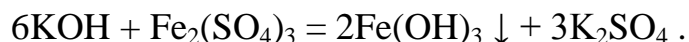
Основи з утворенням солей взаємодіють  
– з кислотами (реакція нейтралізації):



– з кислотними оксидами:

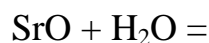


Луги взаємодіють з солями, утворюючи нову основу і нову сіль:



### Завдання

1. Закінчити рівняння таких реакцій:

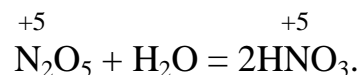
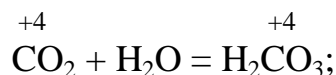


2. Ураховуючи, що  $\text{CuO}$  не взаємодіє з водою, яким чином можна одержати купрум (II) гідроксид?

### 2.2.2. Кислоти

**Кислоти** – це сполуки, що містять у собі атоми Гідрогену, які за певних умов здатні відщеплюватися і заміщуватися металом. Більшість кислот – оксигеновмісні:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  та багато інших, які відповідають гідроксидам кислотних оксидів. Кожній оксигеновмісній кислоті відповідає певний ангідрид (кислотний оксид).

У кислоті та в її ангідриді ступінь окиснення елемента однаковий. Наприклад, ангідридом карбонатної кислоти є  $\text{CO}_2$ , а нітратної –  $\text{N}_2\text{O}_5$ :



Як і оксигеновмісні кислоти, кислотні властивості мають також водні розчини водневих сполук деяких неметалів. Наприклад, хлоридна (соляна) кислота  $\text{HCl}$  – розчин хлороводню у воді, йодидна кислота  $\text{HI}$  – розчин йодоводню у воді. Вони належать до *безоксигенних кислот*.

Залежно від кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватися металом, кислоти бувають одно-, дво- і трьохосновні. Хлоридна

кислота HCl, нітратна HNO<sub>3</sub>, оцтова CH<sub>3</sub>COOH – одноосновні, сульфатна H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, карбонатна H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, силікатна H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – двохосновні, ортофосфатна H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – трьохосновна.

Для чіткого розуміння процесу утворення формул солей і рівнянь хімічних реакцій слід пам'ятати, що у більшості неорганічних сполук основність дорівнює загальній кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти.

В органічних кислотах заміщуються на метал тільки атоми Гідрогену карбоксильних – **COOH груп**. Тому основність органічної кислоти дорівнює кількості карбоксильних груп у молекулі кислоти.

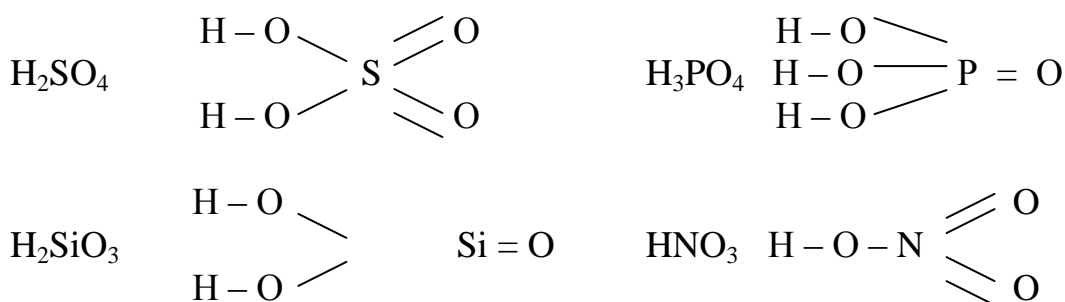
Група атомів, що залишається після відщеплення від молекули кислоти атомів Гідрогену, здатних заміщуватися металом, – кислотний залишок. Наприклад, нітратній кислоті HNO<sub>3</sub> відповідає кислотний залишок NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, сульфатній кислоті H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – кислотні залишки HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Кислотний залишок має негативний заряд, що кількісно дорівнює числу атомів Гідрогену, заміщених металом.

При зображенні графічних формул оксигеновмісних кислот треба визначити ступінь окиснення елементів у кислоті. Наприклад, <sup>+1+5-2</sup> HNO<sub>3</sub>, <sup>+1+5-2</sup> H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

Як правило, у графічних формулах неорганічних сполук не можуть стояти поряд два елементи, які мають ступені окиснення того ж знака. Винятків досить мало. Наприклад, сполуки пероксиду водню



У графічних формулах кислот атоми Гідрогену пов'язані з атомом елемента, який утворює оксигеновмісну кислоту за допомогою атомів Оксигену. Наприклад:

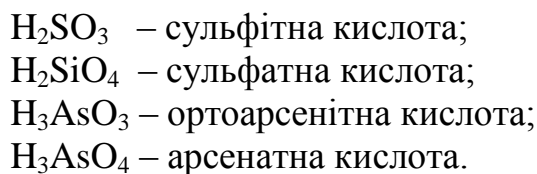


Кількість груп H – O у кислоті дорівнює основності кислоти. Кількість зв'язків, утворених кожним елементом у кислоті, має дорівнювати ступеню його окиснення.

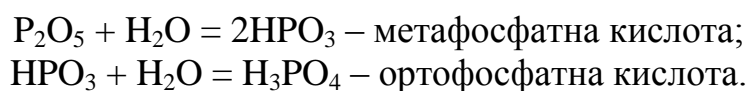
Назви кислот витікають із українських назв елементів, від яких вони походять. Наприклад, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – сульфатна кислота, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> – арсенатна.

Коли елемент утворює одну оксигеновмісну кислоту, то назва кислоти має закінчення -на (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – карбонатна кислота, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> – борна кислота). Якщо ж елемент утворює дві кислоти, то в назві однієї з них, де елемент з нижчим

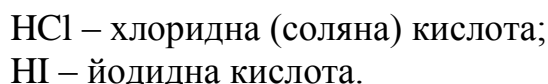
ступенем окислення, закінчення -иста або -ітна. Назва кислоти, в якій елемент з вищим ступенем окиснення, має закінчення -на:



Часто одному ангїдридові відповідає декілька кислот. Кислоти, утворені ангїдридом і молекулою води, мають префікс мета-, а метакислотою і ще однією молекулою води, – префікс орто-.

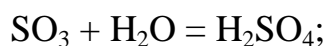


Назви безоксигенних кислот звичайно мають закінчення –идна:

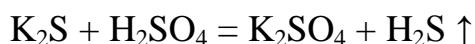


Найбільш загальні способи отримання кислот:

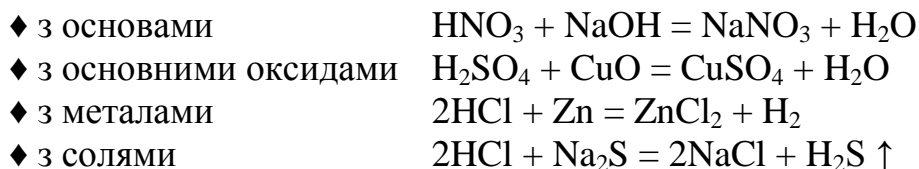
– безпосередня взаємодія ангїдриду з водою



– реакція обміну солі з кислотою



Із утворенням солей кислоти взаємодіють:

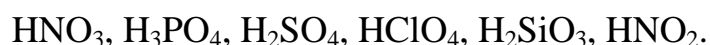


### Завдання

1. Назвати і написати графічні формули кислот



2. Віднайти ангїдриди кислот



3. Визначити заряд кислотного залишку та основність кислот

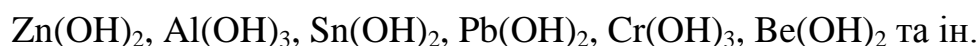


4. Силіцій (IV) оксид не взаємодіє з водою. Як можна, виходячи з  $\text{SiO}_2$ , отримати силікатну кислоту?

### 2.2.3. Амфотерні гідроксиди

**Амфотерні гідроксиди** мають властивості як кислот, так і основ.

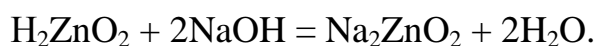
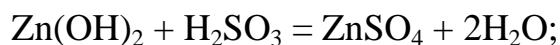
Краще можна засвоїти це визначення, коли порівняти його з поняттям *амфотерний оксид*. Пропонуємо також повторити, які оксиди належать до амфотерних. Амфотерні гідроксиди такі:



Отримують амфотерні гідроксиди у процесі реакції обміну між сіллю цього металу та розчинною основою:

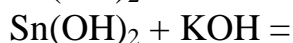
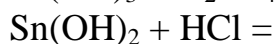
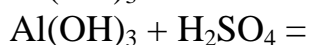
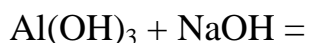


Відмінна особливість амфотерних гідроксидів – в їх взаємодії як з кислотами, так і з лугами із утворенням солей. Наприклад:



У першій реакції цинк гідроксид поводить себе як основа, а в другій – як кислота.

**Завдання.** Закінчити рівняння реакцій:

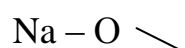
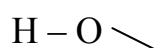


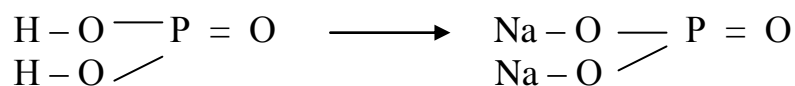
### 2.3. Солі

**Солі** – це речовини, які можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал чи гідроксидних груп основи на кислотні залишки.

Для чіткішого розуміння цього визначення необхідно його розкрити схематично:

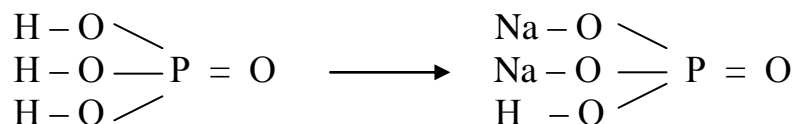
1. Повне заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал:





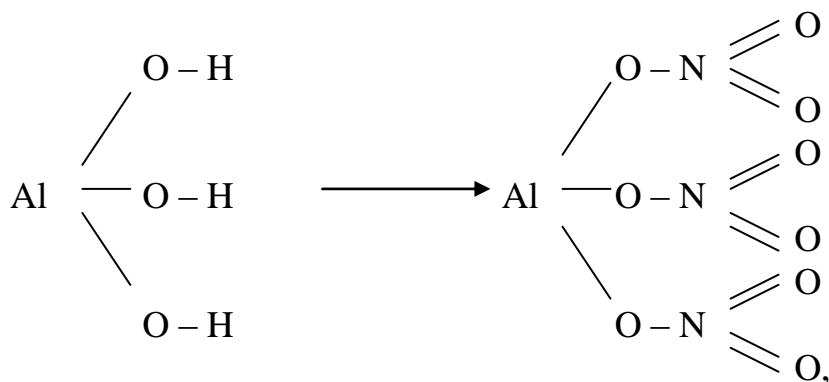
Утворюється середня сіль  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

2. Часткове заміщення атомів водню в кислоті на метал:



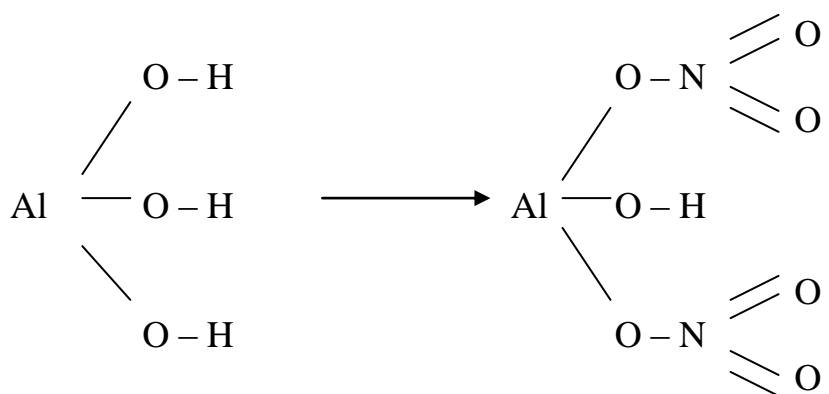
Отже, маємо кислу сіль  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

3. Повне заміщення гідроксидних груп в основі на кислотні залишки:



унаслідок чого отримали середню сіль  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

4. Часткове заміщення гідроксидних груп в основі на кислотні залишки:



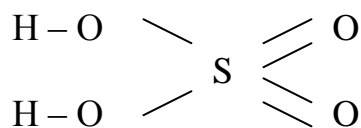
У результаті утворюється основна сіль  $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ .

### 2.3.1. Середні солі

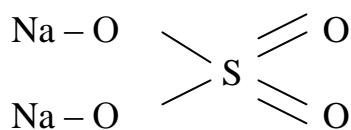
**Середні (нормальні) солі** можна розглядати як продукти повного заміщення Гідрогену кислоти металом чи гідроксидних груп основи кислотними залишками. Наприклад,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

Для складання графічної формули солі слід написати перш за все графічну формулу відповідної кислоти. Наприклад, треба скласти графічну формулу натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Зобразимо графічну формулу сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

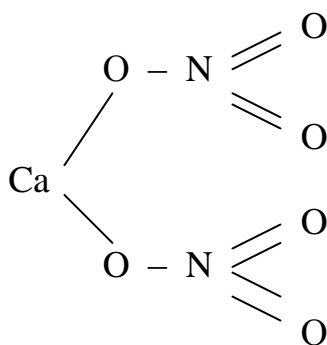


Шляхом заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металу (Na) маємо графічну формулу середньої солі:

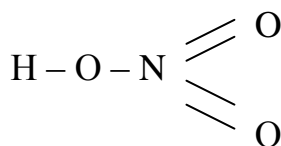


Коли молекула солі вміщує в себе не один, а кілька кислотних залишків, то поряд спочатку пишеться відповідне число графічних формул кислоти, а потім – заміщені атоми Гідрогену на атоми металу. Кожен атом металу заміщує в кислоті кількість атомів Гідрогену відповідно до ступеня окиснення металу.

Графічна формула середньої солі  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :



Тоді графічна формула нітратної кислоти:



Ступінь окиснення кальцію дорівнює +2, нітратна кислота – одноосновна, тому в молекулі кальцій нітрату є два кислотних залишки.

Згідно з правилами IUPAC назва середньої солі походить від латинської назви кислоти і має закінчення -ид чи -ід для солей безоксигеновмісних кислот ( $\text{NaCl}$  – натрій хлорид,  $\text{K}_2\text{S}$  – калій сульфід), -іт чи -ит – для солей оксигеновмісних кислот, у складі яких міститься елемент з нижчим ступенем окиснення ( $\text{MgSO}_3$  – магній сульфід,  $\text{NaNO}_2$  – натрій нітрит), -ат – для солей

окисеновмісних кислот, до складу яких входить елемент з вищим ступенем окиснення ( $\text{MgSO}_4$  – магній сульфат,  $\text{NaNO}_3$  – натрій нітрат).

Якщо метал має змінний ступінь окиснення, то після назви металу (у круглих дужках) пишуть ступінь його окиснення римською цифрою:

$\text{FeSO}_4$  – ферум (II) сульфат;

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – ферум (III) сульфат.

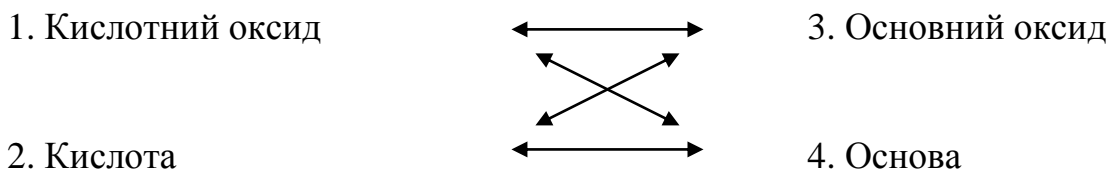
Назви солей деяких кислот згідно з правилами IUPAC наведені нижче:

Кислота	Формула	Сіль
Нітритна	$\text{HNO}_2$	Нітрит
Нітратна	$\text{HNO}_3$	Нітрат
Сульфитна	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфит
Сульфатна	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфат
Ортофосфатна	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфат
Карбонатна	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонат
Силікатна	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силікат
Хлоридна	$\text{HCl}$	Хлорид
Бромідна	$\text{HBr}$	Бромід
Йодидна	$\text{HI}$	Йодид
Сульфідна	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфід
Оцтова	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Оцетат

Для кращого запам'ятовування численних способів утворення солей пропонуємо розподіляти їх на три групи і в межах кожної використовувати нижчеподані схеми взаємодії.

I. Взаємодія речовин, які мають кислотний характер (кислотні оксиди, кислоти), з речовинами основних властивостей (основні оксиди, основи).

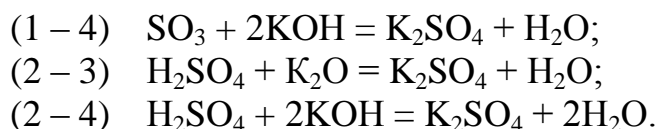
Ці способи отримання солей базуються на найважливіших хімічних властивостях оксидів і гідроксидів:



### Приклади

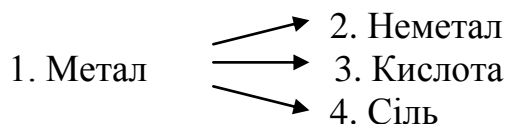
(1 – 3)  $\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4$ . Суть реакції не зміниться із заміною оксиду на відповідний йому гідроксид; різниця лише в наявності молекули води у складі молекули гідроксиду. Оксид  $\text{K}_2\text{O}$ , його гідроксид  $\text{KOH}$ , тобто  $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$  чи оксид  $\text{SO}_3$ , його гідроксид  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , тобто  $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{SO}_3$ :



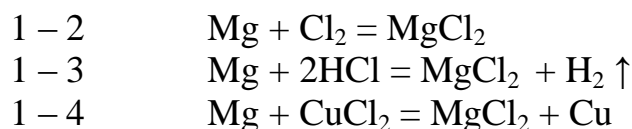


Взаємодії між речовинами кислотного характеру не відбувається; те ж саме має місце між речовинами основного характеру.

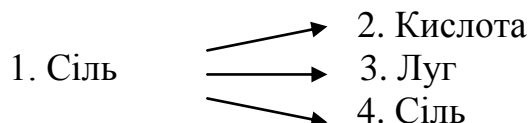
II. Взаємодія металу з неметалом, кислотою і сіллю:



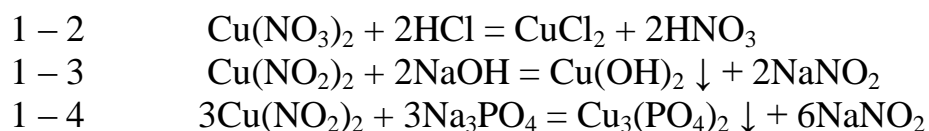
### Приклади



III. Взаємодія солі з кислотою, лугом чи іншою сіллю (реакція обміну):



### Приклади



Якщо речовини, які входять до реакції, перебувають у розчині, то реакції обміну можливі лише за умови, коли після реакції утворюється важкорозчинна чи летка сполука, слабка кислота чи основа.

Сильні кислоти:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ .

Слабкі кислоти:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

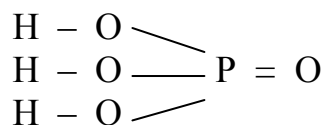
Розчинні основи (луги) – сильні, а важкорозчинні і  $\text{NH}_4\text{OH}$  – слабкі.

### 2.3.2. Кислі солі

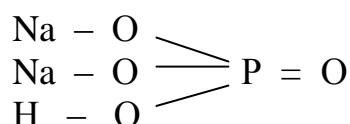
**Кислі солі** можна розглядати як продукти неповного заміщення атомів Гідрогену багатоосновних кислот металом, наприклад,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{MgHPO}_4$ .

Графічні формули кислих солей радимо складати, як і формули середніх солей, виходячи із графічних формул відповідних кислот. Далі подано стадії цього процесу в їх логічній послідовності.

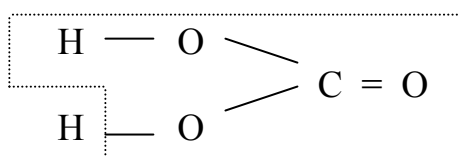
Наприклад, для складання графічної формули кислій солі  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  спочатку треба написати графічну формулу ортофосфатної кислоти:



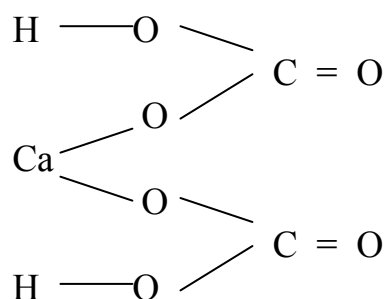
Після цього в цій формулі замістимо два атоми Гідрогену на два атоми Натрію, оскільки ступінь окиснення і Гідрогену, і Натрію дорівнює +1:



Для складання графічної формули  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  спочатку написати графічну формулу карбонатної кислоти і виділити в ній кислотний залишок:



У молекулі солі – два однозарядних кислотних залишки:



Згідно з правилами IUPAC назва кислій солі походить від назви середньої солі з додаванням префікса *гідро-* чи *дигідро-* залежно від кількості атомів Гідрогену, які входять до складу кислотного залишку кислій солі. Наприклад:

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$  – натрій гідрофосфат;

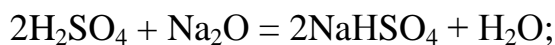
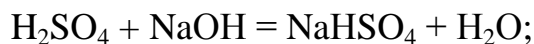
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – натрій дигідрофосфат;

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – кальцій гідрокарбонат;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  – кальцій дигідрофосфат.

Кислі солі отримують за допомогою взаємодії:

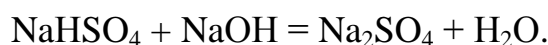
◆ багатоосновної кислоти з такою кількістю металу, основи або основного оксиду, яких недостатньо для заміщення всіх атомів Гідрогену кислоти на метал:



◆ кислот з середніми солями:



Кислі солі зберігають деякі властивості кислот, оскільки в їх молекулах міститься Гідроген, здатний заміщуватися металом. Це виявляється в реакціях кислих солей з основами і основними оксидами:



При цьому кисла сіль перетворюється на середню.

### 2.3.3. Основні солі

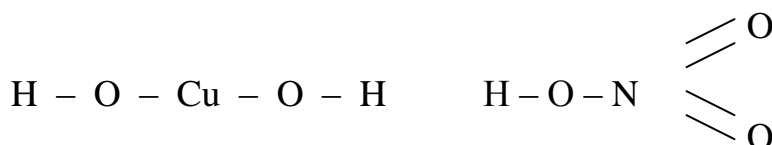
**Основні солі** можна розглядати як продукти неповного заміщення гідроксидних груп багатокислотних основ кислотними залишками:  $\text{CuOHCl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ .

Згідно з правилами IUPAC назви основних солей походять від назв середніх солей з додаванням префікса *гідроксо-* чи *дигідроксо-* залежно від кількості гідроксидних груп, які входять до складу молекули основної солі. Наприклад,

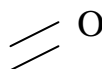
$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  – алюміній дигідроксохлорид;

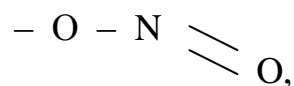
$\text{AlOHCl}_2$  – алюміній гідроксохлорид.

Графічні формули основних солей пропонуємо складати, виходячи з графічних формул основ і кислот. Наприклад, для складання графічної формули основної солі  $\text{CuOHNO}_3$  (купрум (II) гідроксонітрат) пишуть графічні формули основи  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  і кислоти  $\text{HNO}_3$ :

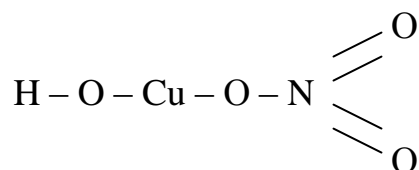


Після цього в графічній формулі основи одну гідроксидну групу замінюють однозарядним кислотним залишком:





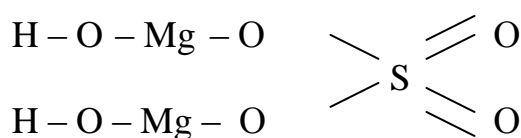
унаслідок чого з'являється графічна формула купрум (II) гідроксонітрату



Для складання графічної формули  $(MgOH)_2SO_4$  спочатку написати графічні формули основи  $Mg(OH)_2$  і кислоти  $H_2SO_4$  та виділити залишок основи  $MgOH^+$ :

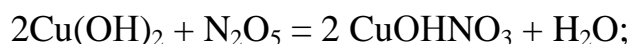
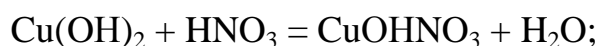


Далі в графічній формулі кислоти замінити обидва атоми Гідрогену однозарядними залишками основи:

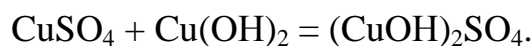


Основні солі отримують завдяки взаємодії:

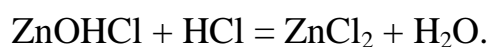
♦ багатокислотної основи з такою кількістю кислоти чи кислотного оксиду, яких недостатньо для заміщення гідроксидних груп основи на кислотні залишки:



♦ середніх солей з основами:



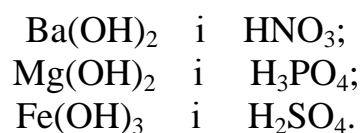
Основні солі зберігають деякі властивості основ, оскільки до їх складу входять гідроксидні групи, здатні заміщуватися кислотними залишками. Це спостерігається в реакціях основних солей з кислотами і з кислотними оксидами:



Основна сіль при цьому перетворюється на середню.

### Завдання

1. Написати рівняння реакцій утворення всіх можливих типів солей із:



2. Назвати утворені у п. 1 солі та подати їх графічні формули.

Упорядники:  
Єгоров Павло Олексійович  
Темченко Ольга Іванівна  
Нетяга Ольга Борисівна

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
до лабораторної роботи  
„КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК”  
з дисципліни „Хімія”

для студентів усіх спеціальностей

Редактор С.С. Графська

Підписано до друку 12.07.07. Формат 30 х 42/4.  
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 1,1.  
Обл.-вид. арк. 1,1. Тираж 200 прим. Зам. №

Національний гірничий університет  
49005, м. Дніпропетровськ, просп. К. Маркса, 19.