

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

Методичні вказівки

Одеса 2002

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

Методичні вказівки

по виконанню практичних занять з навчальних  
дисциплін “Загальна і колоїдна хімія”, “Хімія”

Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія  
Усі спеціальності

“Затверджено”  
на засіданні методичної Ради  
екологічного університету  
Протокол № 7 від 4.07.2002р.

Одеса 2002

Класи неорганічних сполук.

Методичні вказівки по виконанню практичних занять з навчальних дисциплін “Загальна і колоїдна хімія”, “Хімія” для студентів денної форми навчання за всіма спеціальностями.

/Укладачі: доц. канд. хім. наук Герасименко Г.І., ас. Шепеліна С.І.  
Одеса, ОДЕКУ, 2002р. - 47с.; укр. мова

## Зміст

Передмова.....	4
1. Бінарні сполуки.....	5
1.1 Сполуки водню – гідриди.....	6
1.2 Сполуки елементів шостої групи.....	8
1.2.1 Сполуки кисню – оксиди.....	8
1.2.2 Сполуки сірки – сульфідиди.....	12
1.3 Сполуки елементів п'ятої групи.....	14
1.3.1 Сполуки азоту – нітриди.....	14
1.3.2 Сполуки фосфору – фосфідиди.....	16
1.4 Сполуки елементів четвертої групи.....	17
1.4.1 Сполуки вуглецю – карбідиди.....	18
1.4.2 Сполуки кремнію – силіциди.....	19
1.5 Приклади розв'язання завдань.....	20
1.6 Індивідуальні завдання I.....	23
2. Основні класи неорганічних сполук. Багатоелементні сполуки.....	25
2.1 Гідроксидиди.....	25
2.1.1 Гідроксидиди-основиди.....	25
2.1.2 Гідроксидиди кислотиди.....	28
2.1.3 Амфотерні гідроксидиди.....	33
2.2 Солі.....	34
Таблиця “Кислотиди та їх залишки”.....	40
2.3 Приклади розв'язання завдань.....	43
2.4 Індивідуальні завдання II.....	45
3. Літературиди.....	47

## ПЕРЕДМОВА

Хімія вивчає речовини, їх властивості, склад, будову і перетворення. Найважливішими задачами хімії є дослідження будови речовин, знаходження зв'язків їх будови з властивостями та реакційною здатністю.

Хімічна форма руху матерії – це вища єдність фізичних форм, але вона є нижчою за біологічну. Біологічні зміни обумовлені послідовними хімічними реакціями.

Хімічні знання необхідні всім людям незалежно від їх фаху, без них неможливе формування наукового світогляду. Вони є основою екологічних знань, які необхідні для збереження природного середовища.

Мета методичних вказівок – отримання навичок складання хімічних формул за валентністю, розуміння будови сполук, типу хімічного зв'язку в них та вміння визначати властивості сполук за їх будовою.

Методичні вказівки складаються з передмови, вступу та двох розділів “Бінарні сполуки” та “Багатоелементні сполуки – основні класи неорганічних сполук”, прикладів розв'язання задач та індивідуальних завдань.

В першому розділі розглянуті бінарні сполуки, які складаються з двох елементів. До них належать оксиди, які відносяться до основних класів неорганічних сполук; та гідриди, сульфіді, нітриди, фосфіді, карбіді, сіліциди, які визначають як неосновні класи неорганічних сполук.

При вивченні розділу “Класи хімічних сполук” студенти повинні *знати*:

- основні поняття хімії;
- хімічні елементи;
- прості та складні речовини;
- алотропія;
- хімічні символи, формули;
- хімічну будову речовини;
- типи хімічного зв'язку;
- енергію іонізації;
- спорідненість до електрону;
- електронегативність.

На основі одержаних знань студент повинен *вміти*:

- визначати валентність та ступені окислення;
- скласти формули бінарних сполук та дати їм назви;
- записати графічні формули сполук;
- визначити типи хімічних зв'язків за допомогою електронегативності;
- пов'язати тип хімічного зв'язку з хімічними властивостями сполук.

Багатоелементні сполуки – гідроксиди та солі разом з бінарними сполуками оксидами відносяться до основних класів неорганічних сполук. Гідроксиди можуть мати основні та кислотні властивості і тому їх розглядають як окремі класи – основи та кислоти.

До кожного розділу надаються індивідуальні завдання (по 30 варіантів) та приклади розв'язання їх.

## 1. БІНАРНІ СПОЛУКИ

Неорганічні сполуки можна класифікувати за складом та властивостями. За складом поділяють на прості та складні – бінарні та багатоелементні сполуки. Прості речовини – це метали та неметали.

Метали складаються з атомів хімічних елементів *s*-, *d*-, *f*-родин та деяких *p*-елементів. Метали – це сполуки, характерною хімічною властивістю яких є здатність віддавати свої валентні електрони, перетворюючись при цьому в позитивно заряджені іони. Це здійснюється внаслідок низьких значень електронегативностей, які обумовлені невисокими енергіями іонізації атомів і невеликою (часто від’ємною) спорідненістю до електрону.

Неметали здатні приєднувати валентні електрони інших елементів. Здатність приєднувати електрони підвищується зі збільшенням порядкового номеру неметалу в періоді та зменшується з його зростанням в групі. За здатністю приєднувати електрони елементи можна розташувати у такій послідовності:



Записують формули простих сполук, побудованих з атомів одного хімічного елементу, символом цього елементу, пам’ятаючи, що молекули газоподібних сполук (окрім благородних газів) складаються з двох атомів, то для деяких неметалів – з більшої кількості атомів.

Наприклад:

метали – цинк - *Zn*, мідь - *Cu*, залізо - *Fe*. Неметали: фосфор – *P<sub>4</sub>*, сірка – *S<sub>8</sub>*,  
кисень – *O<sub>2</sub>*, озон – *O<sub>3</sub>*, водень – *H<sub>2</sub>*, азот – *N<sub>2</sub>*,

Під час різних хімічних реакцій з простих речовин можна одержати більш складні сполуки. До двоелементних (бінарних) сполук відносять речовини, що складаються з атомів двох елементів: оксиди, які належать до основних класів неорганічних сполук; гідриди, сульфідиди, нітриди, фосфідиди, карбідиди, силіциди та ін., які відносять до неосновних класів неорганічних сполук.

Назва сполук складається з латинського кореня більш електронегативного елементу з закінченням –ід, ид та назви менш електронегативного елементу у родовому відмінку.

Наприклад:

оксид міді *CuO*; сульфід амонію  $(NH_4)_2 S$ ; нітрид кальцію - *Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>*; фосфід магнію - *Mg<sub>3</sub>P<sub>2</sub>*; карбід алюмінію - *Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>*; гідрид кальцію - *CaH<sub>2</sub>*.

Якщо менш електронегативний елемент має змінні ступені окислення, то у дужках вказують останні: оксид вуглецю (II) – *CO*; оксид вуглецю (IV), (діоксид) – *CO<sub>2</sub>*.

# 1. Неосновні класи неорганічних сполук

## 1.1 Сполуки водню – гідриди

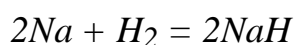
Водень – перший елемент періодичної системи елементів. Електронна конфігурація атома –  $1s$ . Атом водню може приєднувати електрон, як неметали, і може втрачати електрон, як метали. Неметалічні властивості у водню виражені сильніше ніж металічні. З лужними металами він утворює гідриди – речовини, подібні до галогенів. Тому водень розташовується у головній підгрупі сьомої групи, але він має і такі властивості, що його можна розмістити і в першій групі.

Водень найпоширеніший елемент космосу. На землі у вигляді простої речовини трапляється рідко, він поширений у вигляді сполук.

Водень може мати ступень окислення “+1” та “-1”. Бінарні сполуки з воднем у ступені окислення “+1” ( $HCl$ ,  $H_2O$ ) відносяться до основних класів неорганічних речовин.

Бінарні сполуки водню у ступені окислення – з менш електронегативними елементами – гідриди. Водень в них має ступень окислення “-1”. Гідриди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

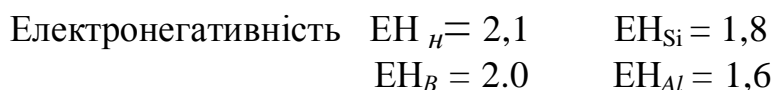
**Основні гідриди** – іонні кристалічні безбарвні сполуки типу солей. Вони утворюються внаслідок нагрівання лужних і лужноземельних металів у атмосфері водню. Поводяться як основні сполуки.



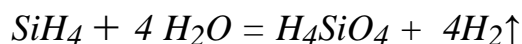
Вони легко розкладаються під дією води або кислоти.



**Кислотні гідриди** – ковалентні газоподібні сполуки водню з неметалами з меншою електронегативністю. (EH)



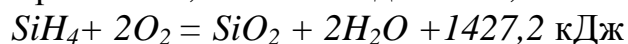
При таких близьких значеннях електронегативності позитивна або негативна поляризація водню у речовини визначається гідролізом (тобто взаємодією з водою).



Виділення  $H_2\uparrow$  відбувається тому що в речовині  $SiH_4$  (силан) є водень у ступені окислення “-1” ( $Si^{+4}H_4^{-1}$ ), він окислюється за допомогою  $H^+$  у  $H_2^{+1}O$



Силан – безбарвний газ, сильний відновник, самозаймається на повітрі :



Крім  $SiH_4$  відомі також інші кремневодні. Загальна формула силанів





## 1.2 Сполуки елементів шостої групи

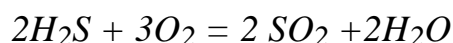
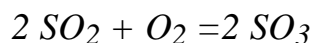
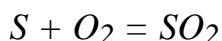
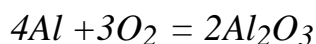
Елементи головної підгрупи шостої групи мають будову зовнішнього енергетичного рівня  $\dots ns^2 n p^4$ , яка наближається до будови інертних елементів, тому більшість з них, виявляють виражені неметалічні властивості. Це –  $p$ -елементи з двома неспареними електронами на зовнішньому  $p$  – підрівні. Таки елементи (крім кисню) мають на зовнішньому шарі вільні  $d$ - орбіталі, які під час збудження атома можуть займати розпаровані електрони зовнішніх  $s$  – і  $p$ -орбіталей. Їх найнижчий ступень окислення – “– 2”, найвищий (для більшості) – “+6”.

### 1.2.1 Сполуки кисню - оксиди

З усього переліку бінарних сполук найбільшої уваги приділяють оксидам, тому розглянемо їх докладніше.

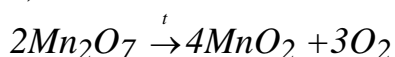
Назва оксиду складається зі слів “оксид” та назви елементу в родовому відмінку. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то в їх назвах вказують ступені окислення елементу римською цифрою у дужках після назви. Наприклад:  $FeO$  – оксид заліза (II),  $Fe_2O_3$  - оксид заліза (III).

*Одержання.* Оксиди можна отримати під час взаємодії простих або складних речовин з киснем. Це прямий засіб.

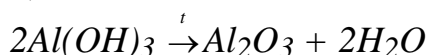


під час термічного розкладу речовин, до складу яких входить кисень:

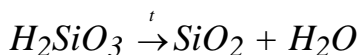
а) оксидів



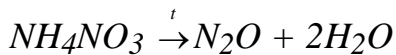
б) основ



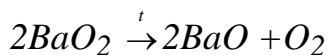
в) кислот



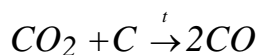
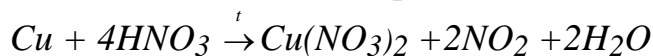
г) солей



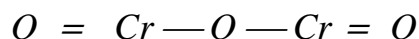
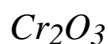
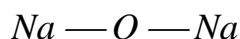
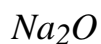
д) пероксидів



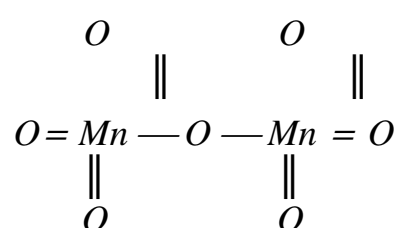
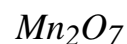
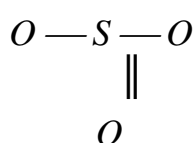
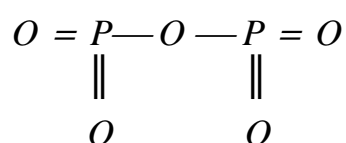
е) під час деяких інших реакцій



*Графічні формули* оксидів (хоча вони вказують лише порядок з'єднання атомів у молекулі) слід вміти записувати.



Одиниця валентності у графічній формулі позначається рисою. При складанні формул (можна писати в одну лінію) чергують елемент з киснем. Чергування елементів починають з того з них, кількість якого більша, ще слід пам'ятати про валентність кисню (вона дорівнює двом). Якщо кількість атомів кисню значно більша ніж елементу, то після чергування елементів, атоми кисню записують знизу і зверху над елементом.



За функціональними властивостями неорганічні сполуки поділяються на класи, залежно від тих функцій, які виконуються у хімічних реакціях. Так оксиди поділяються на солетворні та несолетворні (байдужі). Останніх дуже мало, вони не реагують з кислотами чи основами. Це такі, як: оксид азоту (I)  $N_2O$ , оксид азоту (II)  $NO$ , оксид вуглецю (II)  $CO$ .

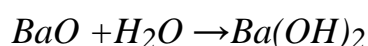
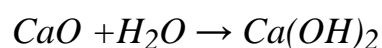
Солетворних оксидів більшість, їх поділяють на основні, кислотні, амфотерні.

*Основні оксиди.* Основні оксиди – це такі, гідрати яких є основами. До них належать оксиди лужних, лужноземельних (це елементи головної підгрупи I та II груп періодичної системи), та всіх інших металів у їх нижчих ступенях окислення. Всі ці сполуки в звичайному стані – тверді. Тип хімічного зв'язку цих сполук переважно іонний.

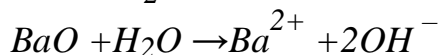
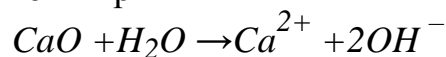
*Хімічні властивості основних оксидів.*

1. *Взаємодія з водою.*

молекулярні рівняння:

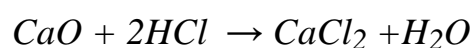


іонні рівняння

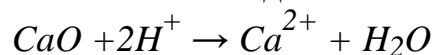


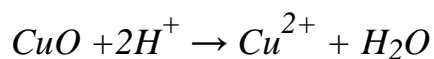
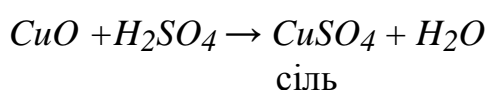
$Ca(OH)_2$  - малорозчинне при значній кількості. Основи, які розчиняються у воді мають назву – луги. Однак оксиди більшості металів з водою не реагують. Для визначення можливості взаємодії з водою необхідно користуватись таблицею розчинності. Якщо гідроксид, який може бути отриманим за реакцією, розчинний у воді, то розчинний і цей оксид.

2. *Взаємодія з кислотами.* За реакцією утворюються солі та вода.

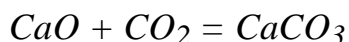


сіль

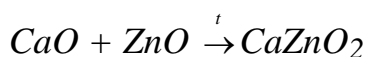
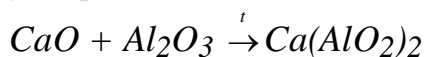




3. *Взаємодія з кислотними оксидами.* Також утворюються солі.



4. *Взаємодія з амфотерними оксидами.* Оксиди лужних та лужноземельних металів взаємодіють з амфотерними оксидами під час сплавлення. Також утворюються солі.



*Амфотерні оксиди.* Амфотерні оксиди  $\text{Al}_2\text{O}_3$  та  $\text{ZnO}$  виявляють кислотні і основні властивості. Для амфотерних оксидів, та їх гідроксидів маємо записати перебіг:



основа      оксид      кислота      мета-кислота



основа      оксид      кислота

Таким чином, при взаємодії  $\text{Al}_2\text{O}_3$  з більш основними оксидами утворюватимуться солі метаалюмінієвої кислоти (метаалюмінат кальцію  $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ ).

При взаємодії  $\text{ZnO}$  утворюватимуться солі цинкової кислоти (цинкат кальцію  $\text{CaZnO}_2$ ).

*Кислотні оксиди.* Кислотні оксиди - це такі, гідрати яких є кислотами, ще вони мають назву – ангідриди кислот. До них належать оксиди неметалів, а також деяких металів (тих, що мають змінні ступені окислення) у їх можливих вищих та високих ступенях окислення. Не утворюють кислотних оксидів благородні гази та галоген фтор.

Типом хімічного зв'язку є ковалентний полярний. Різні кислотні оксиди за звичайних умов мають неоднаковий агрегатний стан. Тверді:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ; рідкі:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ; газоподібні:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ .

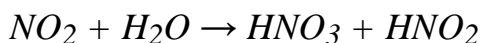
*Хімічні властивості кислотних оксидів.*

1. *Взаємодія з водою.*



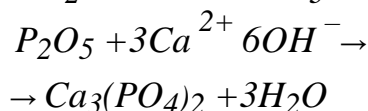
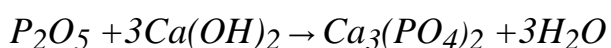
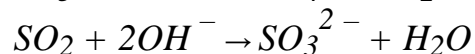
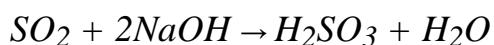
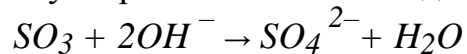
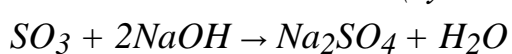
Більшість кислот взаємодіють з водою з утворенням кислот. Але не всі кислотні оксиди розчинні у воді. Використовуючи таблицю розчинності, маємо визначити, якщо кислота, яка може бути отримана за реакцією, нерозчинна, то і кислотний оксид не реагує з водою. Наприклад:  $\text{SiO}_2$ . За таблицею кремнієва кислота, яка має утворитися, нерозчинна, тому кислотний оксид кремнію  $\text{SiO}_2$  з водою не реагує:  $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ .

Деякі утворюють дві кислоти:



азотна азотиста

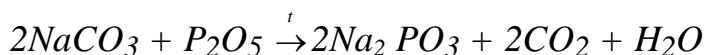
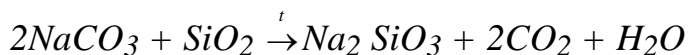
2. *Взаємодія з основами (лугами)*. За реакціями утворюються солі та вода.



3. *Взаємодія з основами та амфотерними оксидами..*



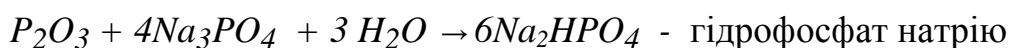
4. *Взаємодія з карбонатами (гідрокарбонатами) натрію під час сплавлення.*



За реакцією більш леткий оксид  $\text{CO}_2$  замінюється нелетким  $\text{SiO}_2$  – утворюється сіль (силікат натрію) кремнієвої кислоти; нелетким  $\text{PO}_3$  - утворюється сіль метафосфат натрію.

5. *Взаємодія з нормальними (середніми) солями.*

Кислотні оксиди, які утворюють багатоосновні кислоти, реагують із нормальними (середніми) солями цих самих кислот у присутності води. За реакцією утворюються солі.

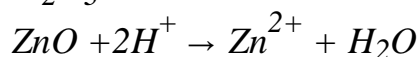
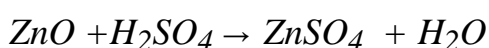
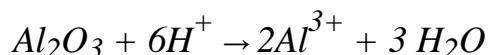
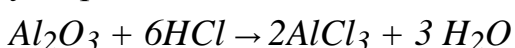


*Амфотерні оксиди.* Амфотерні оксиди - це такі, які залежно від умов виявляють властивості основних чи кислотних оксидів. Це оксиди деяких металів головних підгруп (берилій, алюміній) та багатьох металів побічних груп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення. Тип зв'язку – іонно-ковалентний. Всі амфотерні оксиди є твердими речовинами.

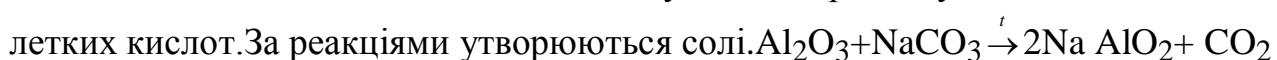
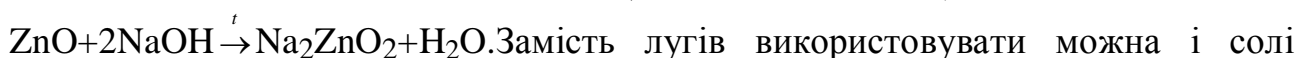
*Хімічні властивості амфотерних оксидів.*

1. *Не реагують з водою*, їх гідроксиди нерозчинні у воді.

2. *Здатність до взаємодії з кислотами* (як основні оксиди). За реакціями утворюються солі та вода.



3. *Здатність до взаємодії з основами* (як кислотні оксиди). Під час сплавлення



## 1.2.2 Сполуки сірки – сульфіді

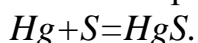
Сульфіді – сполуки сірки – широко розповсюджені у природі. Сірка трапляється у вільному стані (самородна сірка), а також у вигляді різних мінералів:  $FeS_2$ - залізний колчедан, або пірит;  $PbS$ - свинцевий блиск;  $ZnS$ - цинкова обманка;  $Cu_2S$ - мідний блиск;  $HgS$ - кіновар та ін. Усі ці мінерали – сульфіді. Розглянемо їх далі.

Сірка може мати такі ступені окислення : “-2”,”0”,”+4”,”+6”. За високих температур вона взаємодіє з усіма елементами, за винятком азоту, золота і платини ірідію, виявляючи залежно від умов властивості окисника чи відновника.

Під час взаємодії з менш електронегативними елементами (металами, галогенами (крім  $I_2$ ), воднем, вуглецем, фосфором) сірка має властивості окисника. Вона відновлюється до ступеня окислення- “-2”  $S^0 + 2e \rightarrow S^{-2}$ . Під час нагрівання утворюються солі – сульфіді:



З ртуттю сірка взаємодіє за кімнатної температури. Розтираючи в ступці рідку ртуть з сірчаним порошком, одержують сульфід ртуті (II). Саме тому ртуть знешкоджують, засипаючи сіркою.

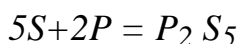


Сульфіді металів характеризуються різною розчинністю у воді – розчинні тільки сульфіді лужних та лужноземельних металів та сульфід амонію, останні - нерозчинні.

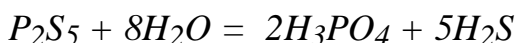
Нагріванням сірки з воднем добувають сірководень:  $H_2S + S = H_2S$ . За температурами 900-1000<sup>0</sup>C сірка з вуглецем утворює сірковуглець;



Внаслідок спалювання суміші порошоків сірки й фосфору утворюються сульфіді фосфору різного складу, зокрема сульфід фосфору (V)



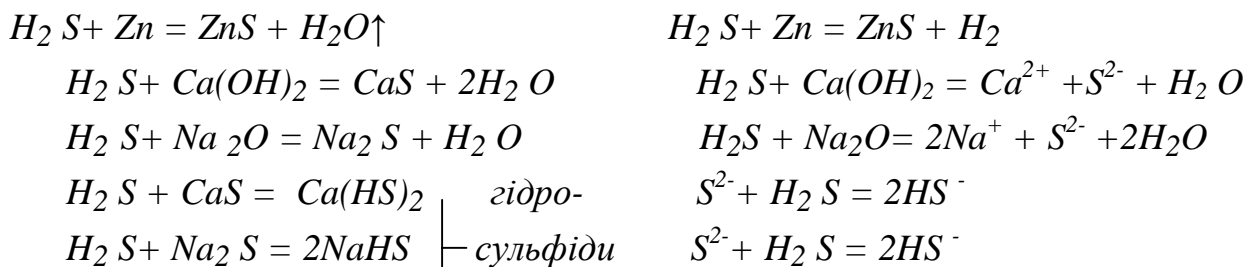
Це сполука з ковалентним зв'язком, яка належить до складу тіоангідридів. Водною розкладається:



З позначених сполук дуже важливе місце займає сірководень – у природі утворюється внаслідок гниття органічних решток, яєчного білка, міститься у вулканічних газах і водах мінеральних джерел. Це безбарвний газ з характерним запахом, який розчинюється у воді. Водний розчин його – слабка двохосновна кислота. Виявляє звичайні властивості кислот. Солі сірководневої кислоти – сульфіді.



За першою константою дисоціації ( $K_{\text{дис}} = 9,5 \cdot 10^{-8}$ ) – це слабка кислота. В іонних рівняннях сірководень записують, як і воду, – у молекулярній формі –  $H_2S$ .



Під час взаємодії нітрату свинцю з розчином сірководню утворюється чорний осад сульфід свинцю  $PbS$ .

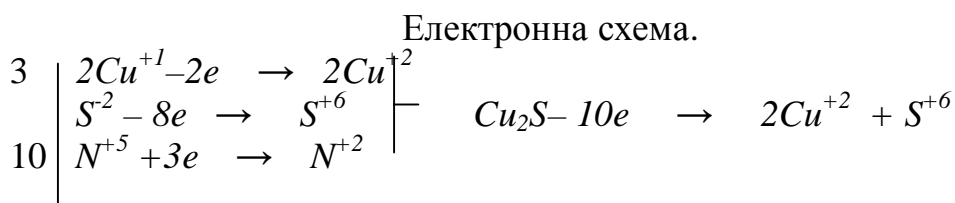
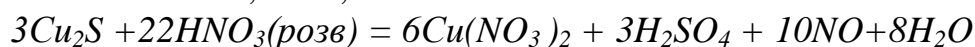


Цю реакцію використовують для виявлення сірководню або розчинних солей сірководневої кислоти.

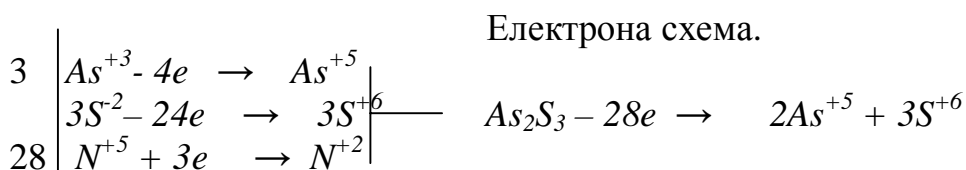
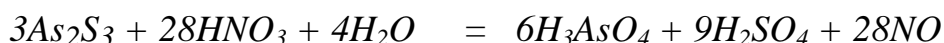
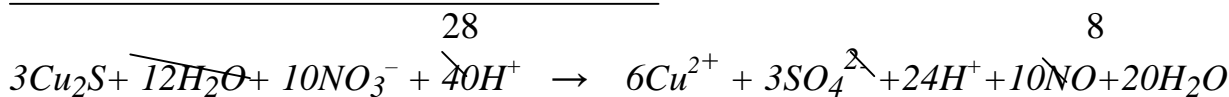
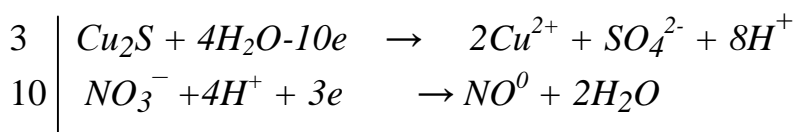
Деякі сульфіди  $Me$ , нерозчинні у воді, розчиняються у соляній або розведеної сірчаній кислотах:



Під дією на сульфіди металів або неметалів азотної кислоти (розведеної або концентрованої) утворюється не  $H_2S$ , а сполуки сірки у вищих ступенях окислення: “0”, “+4”, “+6”.



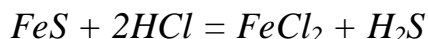
або іонно-молекулярні напівреакції



Сульфіди – середні солі, ще можуть утворюватись кислі солі–гідросульфіди– $HS^-$ . Майже всі гідросульфіди добре розчиняються у воді. Деякі сульфіди мають характерне забарвлення:  $CuS$  і  $PbS$ - чорне,  $CdS$ – жовте,  $ZnS$ – біле,  $MnS$ –рожеве,  $SnS$ – коричневе,  $Sb_2S_3$  – оранжеве. На різних розчинностях сульфідів і різному забарвленні багатьох з них базується якісний аналіз катіонів.

*Особливості роботи із сірководнем та сульфідами.*

У лабораторіях  $H_2S$  добувають дією соляної кислоти на сульфід заліза (II)



Реакція виділення сірководню відбувається без нагрівання в апараті Кіппа або в аналогічних приладах. Добутий сірководень очищують від сторонніх речовин пропускаючи крізь промивну склянку з водою. Усі роботи з сірководнем проводяться під тягою. Недодержання цього правила може привести до отруєння.

При осадженні сірководнем активно діє лише та частина його, яка встигає розчинитись у рідині. Тому струмінь  $H_2S$  повинен бути таким, щоб бульбашки можна було легко лічити.

### 1.3 Сполуки елементів головної підгрупи п'ятої групи

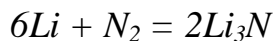
Важливі представники цієї групи – азот, фосфор. Вони мають будову зовнішнього енергетичного рівня  $...ns^2 np^3$  – виявляють неметалічні властивості. Це –  $p$  – елементи, що мають по три неспарених електрони на зовнішньому  $p$ -підрівні. Фосфор ще має вільну  $d$ - орбіталь, на яку під час збудження атома можуть переходити розпаровані електрони зовнішнього  $s$ - підрівня. Найнижчий ступінь окислення становить “– 3”, найвищий “+5”, максимальна валентність азоту – чотири.

#### 1.3.1 Сполуки азоту – нітриди.

Молекулярна формула простої речовини азоту –  $N_2$ , електронна –  $:N:::N:$ , структурна  $N \equiv N$ . Лінійні молекули  $N_2$  складається з двох атомів, з'єднаних ковалентним неполярним потрійним зв'язком. Молярний азот  $N_2$  – головна складова частина повітря. Чистий азот безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді. Об'ємна частка азоту в повітрі становить 78%.

Азот міститься в природних органічних речовинах (білках та ін.), селітрах– $NaNO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $Ca(NO_3)_2$ .

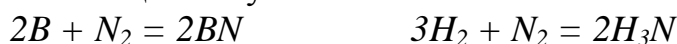
Потрійний зв'язок між атомами азоту (один  $\sigma$ - зв'язок і два  $\pi$  –зв'язки ) дуже міцний. Для його розриву необхідно втратити енергію  $N_2 + 945 \text{ кДж} \equiv 2N$ , тому за звичайних умов азот малоактивний. За кімнатної температури він взаємодіє тільки з літієм, утворюючи нітрид:



З іншими металами азот сполучається за високої температури, також з утворенням нітридів:

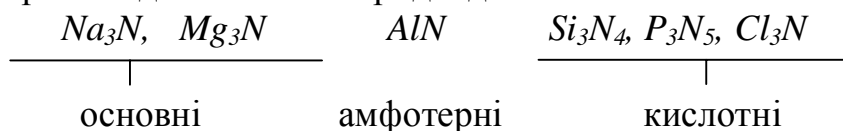


З неметалами за цих же умов:

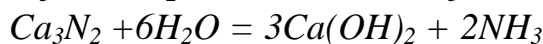
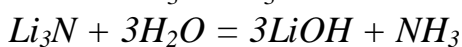


Де ступень окислення азоту найнижчий  $-(-3)$ .

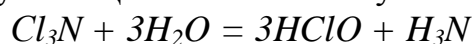
Властивості нітридів більш менш закономірно змінюються відносно періодів та груп періодичної системи елементів. Наприклад, у малих періодах відбувається перебіг від основних нітридів до кислотних:



Нітриди *s*- елементів I і II груп періодичної системи, лужних та лужноземельних – іонні кристалічні сполуки, які належать до класу солей, при температурі більш  $300^{\circ}C$  розкладаються. Вони зазнають гідролізу, утворюючи гідроксид металу та амоніак  $-NH_3$  чи  $H_3N$



Нітриди галогенів – ендотермічні сполуки. У вільному стані можна одержати лише рідкий  $Cl_3N$  ( $\Delta H = 229 \text{ кДж/моль}$ ), розкладається дуже легко, що супроводжується вибухом. Це кислотна сполука.



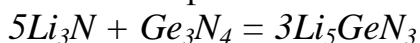
Нітриди  $BN, AlN, Si_3N_4, Ge_3N_4$  – тверді полімерні сполуки з високими температурами плавлення ( $2000-3000^{\circ}C$ ), вони діелектрики чи напівпровідники.

Дуже різноманітні нітриди *d*-елементів. Це кристалічні сполуки перемінного складу. Частіше трапляються у вигляді  $MeN$  ( $TiN, VN, CrN$ ) та  $Me_2N$  ( $Nb_2N, Cr_2N, Mo_2N$ ). Вони мають металеві властивості: мають металевий блиск та електропровідність. Вони відрізняються високою твердістю та тугоплавкістю. Більшість з них хімічно стійкі сполуки: не реагують з водою, розчинами кислот, розплавами металів, не окислюються на повітрі. Ці властивості дозволяють використовувати нітриди у якості високоміцних матеріалів.

При взаємодії основного та кислотного нітридів можна отримати змішані



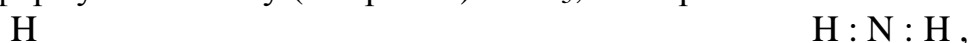
осн. амф.



кислотн.

З ковалентних нітридів більше значення має нітрид водню –  $H_3N$  – амоніак.

Молекулярна формула амоніаку (історична) –  $NH_3$ , електронна



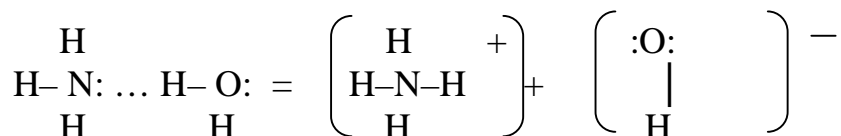
Структурна  $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ .

Молекула має форму піраміди з атомом азоту у вершині та кутом  $107^{\circ}$  між ковалентними полярними  $\sigma$ - зв'язками, внаслідок чого вона полярна. Ступінь окислення азоту становить – “–3”.

У природі амоніак утворюється під час гниття органічних решток. Це безбарвний газ з різким запахом, майже вдвічі легший за повітря. Легко

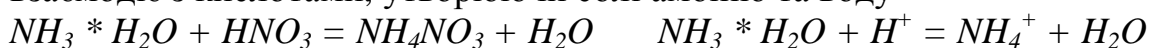


розчиняється у воді: в одному об'єму води розчиняється близько 700 об'ємів амоніаку. Його розчин у воді називають аміачною водою, або нашатирним спиртом. У насиченому водному розчині масова частка амоніаку становить 25%. Велика розчинність амоніаку у воді пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами цих сполук та іонізацією:

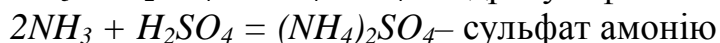
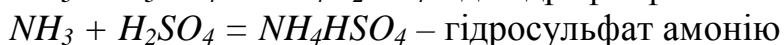
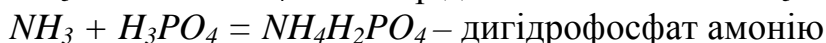
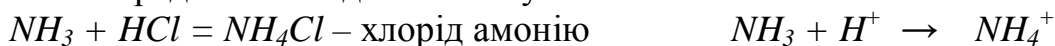


$K_{\text{дис.}}(\text{NH}_3 * \text{H}_2\text{O}) = 1,76 * 10^{-5}$  ( $t = 25^\circ\text{C}$ ), водний розчин амоніаку проводить електричний струм, має слабколужну реакцію, забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір. Амоній – іон  $\text{NH}_4^+$  – це комплексний іон. Він утворюється в результаті приєднання молекулою амоніаку протона (іона водню), що відщеплюється від молекули води. Азот має ступінь окислення “– 3”, валентність (IV), усі чотири ковалентні зв'язки в ньому – рівноцінні. Амоній – іон має форму тетраїдра.

Водний розчин амоніаку виявляє властивості, характерні для основ: взаємодіє з кислотами, утворюючи солі амонію та воду

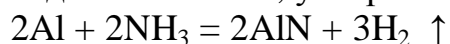


Безпосередня взаємодія амоніаку з кислотами:



За високими температурами амоніак виявляє кислотні властивості.

Амоніак взаємодіє з металами, утворюючи нітрид металу та водень:



Рідкий амоніак, як і вода – сильний іонізуючий розчинник. Похідники  $\text{NH}_4^+$  у рідкому амоніаку (подібно до похідників  $\text{H}_3\text{O}^+$  у воді) поведуться як кислоти (амоніокислоти), а похідники  $\text{NH}_2^-$  (подібно  $\text{OH}^-$  у воді) – як основи – амоніоснови. Наприклад, сильними кислотами у рідкому амоніаку будуть  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , а основами –  $\text{KNH}_2$ ;  $\text{Ba}(\text{NH}_2)_2$  – аміді або гідронітриди. Гідронітриди  $\text{Zn}(\text{NH}_2)_2$  та  $\text{Al}(\text{NH}_2)_3$  – амфотерні сполуки.

### 1.3.2 Сполуки фосфору – фосфіди

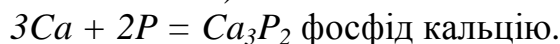
Відомо декілька алотропних модифікацій простої речовини фосфору. Це білий, червоний та чорний фосфор. Усі модифікації – тверді речовини, мають молекулярну (білий), атомну (червоний та чорний) або кристалічну ґратку. Зі зміною температури відбувається взаємні перетворення алотропних модифікацій фосфору. У вільному стані фосфор у природі не трапляється.

У мінералах і в ґрунті він міститься у вигляді солей фосфорної кислоти. Головні мінерали – апатит –  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ , або  $Ca_5(PO_4)_3F$  і фосфорит  $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$ , або  $Ca_5(PO_4)_3OH$ .

Фосфор хімічно активніший за азот. Це пояснюється тим, що прості зв'язки між атомами фосфору в кристалічних ґратках простої речовини слабші за потрібні зв'язки між атомами в молекулах азоту.

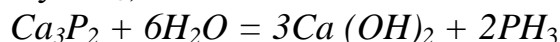
Фосфор виявляє відновні властивості, він окислюється більш електронегативними елементами: киснем, галогенами, сіркою, також кислотами або солями – окисниками до ступенів окислення – “+3”, “+5”.

Фосфор виявляє і окисні властивості, відновлюючись до ступеня окислення – “-3”. Так при нагріванні з металами утворюються фосфіди (взаємодіє більша кількість *Me*)

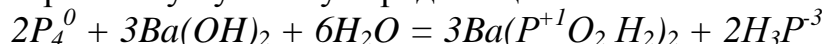


У залежності від природи *Me* змінюються типи зв'язків у фосфідах.

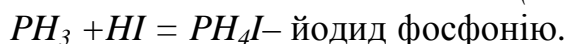
Фосфіди *s*- елементів II групи складу  $E_3P_2$  – це іонні ковалентні сполуки, солеподібні, розкладаються водою (гідроліз) з утворенням фосфіну  $PH_3$  (подібно до амоніаку  $NH_3$ ).



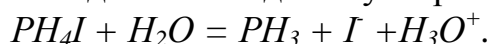
Фосфіди *d*- елементів (типа  $MeP$ ,  $MeP_2$ ,  $M_3P$ ) мають сірий або чорний колір, металевий блиск та електропровідність. Таки фосфіди хімічно менш активні. Ковалентним фосфідом є фосфід водню  $H_3P$  або  $PH_3$  – фосфін. З воднем фосфор не взаємодіє. Фосфін добувають непрямыми засобами. Наприклад, при нагріванні у лужному середовищі:



Молекула фосфіну, як і амоніаку, має форму піраміди, але водневих зв'язків не утворює. Основні властивості фосфіну слабші за властивості амоніаку. Солі утворює тільки з найбільш сильними кислотами ( $HClO_4$ ,  $HI$ ,  $HCl$ ):



Солі фосфонію розкладаються водою з утворенням фосфіну:



На відміну від амоніаку фосфін дуже мало розчиняється у воді. Водний розчин не виявляє кислотних і основних властивостей. Водневі сполуки фосфору не такі міцні, як сполуки азоту. Це пояснюється тим, що атом фосфору, має більший радіус ніж азот, слабше притягує до себе спільні електронні пари.

Фосфін – безбарвний газ з неприємним запахом, дуже токсичний. Усі роботи з фосфіном, аміаком проводять під тягою, виконуючи усі правила техніки безпеки щодо роботи з небезпечними речовинами.

#### 1.4 Сполуки елементів головної підгрупи четвертої групи

Елементи головної підгрупи четвертої групи – ...*p* – елементи. Вони мають на *p*- підрівні зовнішнього рівня два неспарених електрони та вільну *p*- орбіталь, на яку під час збудження атома може переходити розпарований електрон *s*-підрівня, а ступені окислення: “-4”, “0”, “+2”, “+4”. Елементи цієї

групи займають проміжне положення в періодах між металами і неметалами, спостерігається зміна властивостей по групі, два верхніх – вуглець і кремній – типові неметали, і тільки атоми вуглецю утворюють кратні  $\pi$  – зв’язки та ланцюги.

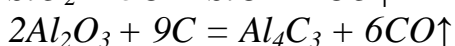
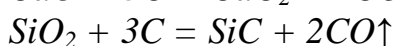
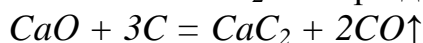
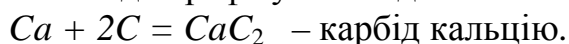
### 1.4.1 Сполуки вуглецю – карбіди.

Відомо кілька алотропних модифікацій простої речовини вуглецю. До них належать алмаз, графіт, карбін і букибол. Це тверді речовини з атомною кристалічною ґраткою, які різняться будовою кристалів і фізичними властивостями. У природі вуглець трапляється у зв’язаному та вільному станах (алмаз, графіт, карбін). Солі вугільної кислоти є в мінералах: кальциті  $CaCO_3$ , доломіті  $CaCO_3$   $MgCO_3$ . У повітрі міститься оксид вуглецю (IV)  $CO_2$ . Вуглець–складова частина рослинних і тваринних організмів, вугілля, нафти, торфу.

Хімічні властивості вуглецю розглянемо на прикладі графіту. За звичайної температури графіт хімічно малоактивний. Під час нагрівання він взаємодіє з багатьма речовинами – киснем, сіркою, азотом, металами, оксидами металів – проявляє відновні властивості, та утворює сполуки з ступенями окислення – “+2”, “+4”.

Не менш цікаві окисні властивості вуглецю, де утворюються сполуки з ступеням окислення “– 4”, з менш електронегативними елементами вуглець утворює карбіди. Карбіди утворюються під час взаємодії графіту з металами,

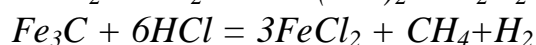
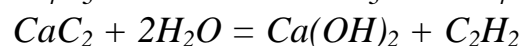
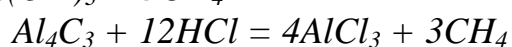
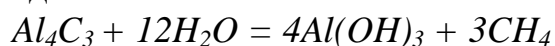
а також внаслідок взаємодії графіту з оксидами :



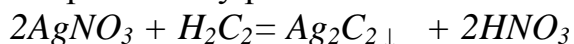
За хімічним зв’язком їх поділяють на ковалентні, іонно–ковалентні та металеві карбіди.

*Ковалентні карбіди* кремнія  $SiC$  та бору  $B_4C$  – полімерні сполуки. Це дуже тверді, тугоплавкі та хімічно стійкі речовини. До найпростішого ковалентного карбіду відносять метан–  $CH_4$ .

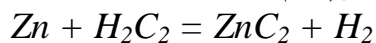
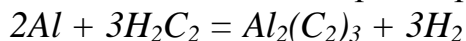
*Іонно–ковалентні карбіди* – це безкольорові прозорі кристаливі солеподібні сполуки. Внаслідок взаємодії цих карбідів з водою або кислотою утворюється вуглеводень – метан або ацетилен. Тому їх поділяють як похідні метану – це карбід алюмінію  $Al_4C_3$ , карбід берилію; похідні ацетилену – карбід кальцію  $CaC_2$ , та типу  $Fe_3C$ , у випадку якого утворюється суміш метану та водню:



Похідні ацетилену – ацетиленіди характерні для *s* - і *d*-елементів I і II груп, а також для алюмінію. Утворюються у розчинах:



та при взаємодії  $C_2H_2$  з деякими металами при нагріванні:



Дуже важливе значення має ацетиленід кальцію  $CaC_2$  (карбід), який утворюється у електропічах:  $CaO + 3C = CaC_2 + CO$

Ацетиленіди реагують з водою:  $CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$

Похідні *s* – елементів I групи здатні до вибуху. Ацетиленіди *d* – елементів I та II груп ( $Cu_2C_2$ ,  $Ag_2C_2$ ,  $Au_2C_2$ ,  $HgC_2$ ) здатні до вибуху і в сухому стані.

Металевими є карбіди *d*- елементів IV- VIII груп. Карбіди перехідних металів (титану, вольфраму, заліза, нікелю та ін.) –металоподібні сполуки, які мають цінні властивості: електричну провідність, високу твердість, тугоплавкість, жаро – та хімічну стійкість.

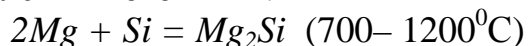
### 1.4.2 Сполуки кремнію – силіциди

Проста речовина кремній за будовою схожа на алмаз. У кристалі кожний атом зв'язаний з іншими чотирма ковалентними зв'язками, які направлені до вершин тетраедра. Ці зв'язки слабкіші, ніж у алмазі, частина їх зруйнована за звичайних умов, що обумовлює наявність вільних електронів та напівпровідникові властивості кремнію.

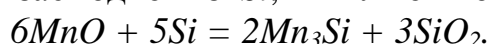
Масова частка *Si* в земній корі становить 27,6%, за поширенням кремній посідає друге місце після кисню. У природі трапляється лише у вигляді сполук. Вуглець – головний елемент живої природи, а кремній – неживої. Більшість гірських порід – сполуки кремнію.

За зовнішнім виглядом кремній більше схожий на метал, ніж на вуглець. Кристалічний кремній – крихка речовина сіро– сталюого кольору з металевим блиском. Кремній має слабші неметалічні властивості ніж вуглець, проявляє відновні властивості при сильному нагріванні.

Під час нагрівання кремній взаємодіє з багатьма металами утворюючи силіциди, ступінь окислення його “– 4”.



Оксиди металів також взаємодіють з *Si*, виявляючи окисні властивості



У залежності від типу менш електронегативного елемента зв'язки у силіцидах змінюються від іонно –ковалентних до металевих.

Силіциди *s*- і *d*- елементів I та II груп, наприклад  $Ca_2Si$ ,  $CaSi$ ,  $CaSi_2$  – напівпровідники. З хімічної точки зору ці сполуки нестійкі.

Вони реагують з водою та кислотами.



Силіциди *d* і *f*-елементів мають складний вміст, наприклад,  $Mo_3Si$ ,  $Mo_5Si_3$ . Дуже часто вони не мають цілих ступенів окислення. Вони виявляють

властивості як металеві так і напівпровідників. Силіциди з високою масовою часткою кремнію виявляють властивості кислотоупорні та стійки проти окислення при нагріванні. Наприклад,  $MoSi_2$  не розчиняється у кислотах, включно  $HF$  та царську водку і розкладається у розчинах лугів та суміші  $HF + HNO_3$ .

Силіциди використовують як жаростійки кислотостійки сплави, та високотемпературні напівпровідникові матеріали. Ряд силіцидів  $f$  – елементів застосовується у атомній енергетиці як поглиначі нейтронів.

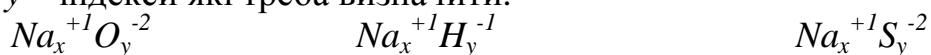
## 1.5 Приклади розв'язання завдань

Задача I. *Визначення формул хімічних сполук.*

*Приклад.* Знайти емпіричні формули оксиду, гідриду, сульфїду натрію враховуючі ступені окислення.

*Розв'язок.* Ступені окислення кисню в оксидах дорівнює “-2”, водню в гідридах “-1”, сірки в сульфїдах “-2”.

Записуємо символи хімічних елементів та позначаємо ступені окислення,  $x$  та  $y$  – індекси які треба визначити.



Пам'ятаючи, що сума ступенів окислення всіх атомів у молекулі дорівнює нулю, маємо скласти алгебраїчне рівняння для:

$$\begin{array}{lll} Na_x^{+1}O_y^{-2} & (+1)x + (-2)y = 0 & x = 2y \quad \text{звідси} \quad x = 2; y = 1 \\ Na_x^{+1}H_y^{-1} & (+1)x + (-1)y = 0 & x = y; \quad x = 1; y = 1 \\ Na_x^{+1}S_y^{-2} & (+1)x + (-2)y = 0 & x = 2y; \quad x = 2; y = 1 \end{array}$$

*Відповідь:* емпіричні форми оксиду натрію –  $Na_2O$ , гідриду натрію –  $NaH$ , сульфїду натрію –  $Na_2S$ .

Задача II. *Визначення масової долі хімічного елемента у сполуці.*

Масова доля речовини це відношення маси даної речовини в системі до маси всієї системи.

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m} \qquad \text{де } \omega(x) \text{ – масова доля речовини } x$$

$$\qquad \qquad \qquad m(x) \text{ – маса речовини } x$$

$$\qquad \qquad \qquad m \text{ – маса всієї системи}$$

Масова доля – безмірна величина, яка визначається в долях від одиниці або процентах. Треба пам'ятати, що для сполуки  $B_i C_i D_i$

$$\omega B + \omega C + \omega D = 1 \text{ або } \%B + \%C + \%D = 100\%$$

*Приклад.* Розрахувати масову долю телуру в оксиді телуру(IV)  $TeO_2$ .

*Розв'язок.* Визначаємо молярні маси речовин.

$$M(Te) = 127,6 \text{ г/моль}; \quad M(O) = 16 \text{ г/моль}; \quad M(TeO_2) = 159,6 \text{ г/моль}.$$

Рахуємо масову долю телуру.

$$w(Te) = \frac{m(Te)}{m(TeO)} \qquad \text{враховуємо, що } m(Te) = M(Te)$$

$$\qquad \qquad \qquad m(TeO_2) = M(TeO_2)$$

$$w(\text{Te}) = \frac{m(\text{Te})}{m(\text{TeO})} = \frac{127,6}{159,6} = 0,799 = 0,8 \text{ або } 80\%$$

$$\omega(\text{O}) = 1 - \omega(\text{Te}); \quad \omega(\text{O}) = 1 - 0,8 = 0,2 \text{ або } 20\%$$

*Відповідь:* масова доля телуру в оксиді телуру (IV) дорівнює 0,8 або 80%.

Задача III. *Скласти графічні формули.*

*Приклад.* Скласти графічні формули оксидів  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , нітридів  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{AlN}$ .

*Розв'язок.* Записати елементи в одну лінію, чергуючи елемент з киснем, чергування починають з того елемента, кількість якого більша. Слід пам'ятати про двовалентність кисню (одиниця валентності умовно позначається рисою).



Поєднують елементи рисками



Також записуємо формули нітридів, пам'ятаючи що азот має валентність три.



Задача IV. *Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах, використовуючи таблицю відносних величин електронегативності.*

Величину електронегативності (ЕН) визначають за формулою  $\text{EN} = \frac{I + E}{2}$   
 $I_1$  – енергія іонізації, яка витрачається на повний відрив електрона від атома чи позитивно зарядженого іона.  $E_{\text{сп}}$  – спорідненість до електрона.  
 На практиці використовують відносну електронегативність елемента (ВЕН), тобто ЕН виражену відносно електронегативності атома літію, яку умовно беруть такою, що дорівнює одиниці.

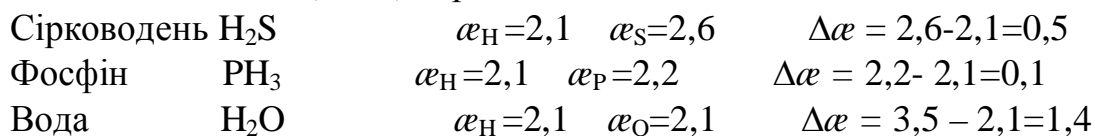
Хімічний зв'язок тим полярніше чим більше різниця в значеннях електронегативності атомів, між якими утворений цей зв'язок.

Якщо  $\Delta\text{ВЕН}$  дорівнює нулю, то зв'язок – ковалентно неполярний.

При  $\Delta\text{ВЕН} > 1,7$  зв'язок пріоритетно іонний, при значенні  $0,7 < \Delta\text{ВЕН} < 1,7$  – ковалентний полярний.

*Приклад.* Визначити міру полярностей хімічного зв'язку в молекулах  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Розв'язання.* Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей ( ВЕН) атомів, що утворюють зв'язок. ВЕН позначають  $\alpha$  (Капа), а різницю  $\alpha$ .



$\Delta\alpha$  0,5 у  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\Delta\alpha$  0,1 у  $\text{PH}_3$  менш ніж 0,7 – це малополярний ковалентний зв'язок.

$\Delta\alpha$  1,4 – більше 0,7, но менш 1,7 – це полярний ковалентний зв'язок .

Задача V. Визначити до якого типу (за зв'язками) відносяться сполуки, та вказати їх хімічні властивості.

Приклад. Визначити до якого типу відносяться гідриди  $LiH$ ,  $CaH_2$ ,  $H_3N$ ,  $H_3P$ , та вказати їх хімічні властивості.

Розв'язання. Виберемо значення відносних електронегативностей всіх необхідних елементів (ВЕН)

$$\alpha_H = 2,1 \quad \alpha_{Li} = 0,98 \quad \alpha_{Ca} = 1,04$$

$$\alpha_N = 3,07 \quad \alpha_P = 2,2$$

Розрахуємо різницю  $\Delta\alpha$  (від більшого значення відняти менше).

$$LiH \quad \Delta\alpha = 2,1 - 0,98 = 1,12$$

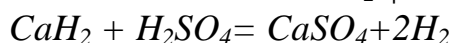
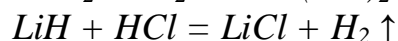
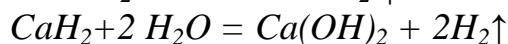
$$CaH_2 \quad \Delta\alpha = 2,1 - 1,04 = 1,06$$

$$H_3N \quad \Delta\alpha = 3,07 - 2,1 = 0,97$$

$$H_3P \quad \Delta\alpha = 2,2 - 2,1 = 0,1$$

Значення  $\Delta\alpha$  для  $LiH$ ,  $CaH_2$ ,  $H_3N$  перебувають у інтервалі між 0,7–1,4 – це ковалентний полярний зв'язок та  $\Delta\alpha$  для  $H_3P$  менш 0,7 малополярний ковалентний зв'язок.

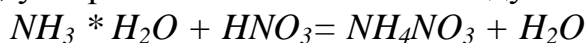
Гідриди металів – іонні кристалічні сполуки типу солей. Вони легко розкладаються під дією води або кислоти.



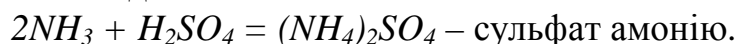
Амоніак  $H_3N$  легко розчинний у воді, встановлюється рівновага  $NH_3 + H_2O = NH_3 * HOH = NH_4^+ + OH^-$ . Константа дисоціації  $NH_3 * HOH$  дорівнює  $1,76 * 10^5$  водний розчин амоніаку проводить електричний струм, має слабо лужну реакцію, забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір.

Водний розчин амоніаку виявляє властивості характерні для основ:

Взаємодіє з кислотами, утворюючи солі амонію та воду:



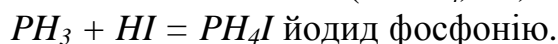
Амоніак безпосередньо взаємодіє з кислотами.



Фосфін  $H_3P$  дуже мало розчиняється у воді (зв'язок неполярний).

Водний розчин фосфіну не виявляє основних і кислотних властивостей.

Основні властивості фосфіну слабші за властивості амоніаку.  $H_3P$  утворює солі тільки з найбільш сильними кислотами ( $HClO_4$ ,  $HI$ ,  $HCl$ )

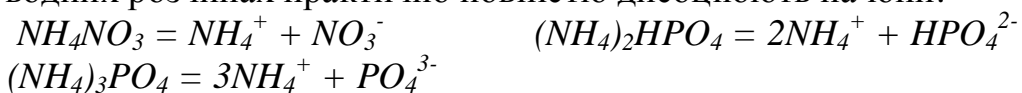


Солі фосфонію розкладаються водою з утворенням фосфіну



Солі амонію за своїми властивостями дуже подібні до солей лужних металів. Ці сполуки – кристалічні речовини з іонним типом зв'язку. Це сильні електроліти,

які у водних розчинах практично повністю дисоціюють на іони:



Відповідь: гідриди  $LiH$ ,  $CaH_2$ ,  $H_3N$ – іонні сполуки,  $H_3P$ –ковалентна сполука.

## 1.6. Індивідуальні завдання I

### Індивідуальні завдання I – Гідриди, оксиди, сульфідів

1. Скласти формули можливих сполук (гідридів, оксидів, сульфідів).
2. Дати назву сполукам та вказати ступені окислення елементів.
3. Розрахувати склад сполук ( $\omega, \%$ ) та записати їх графічні формули.
4. Вказати тип зв'язку в сполуках (за допомогою електронегативностей елементів).
5. Визначити до якого типу (за зв'язками) відносяться ці сполуки, та вказати їх хімічні властивості.

Варіант	Елементи	Варіант	Елементи	Варіант	Елементи
1	<i>F Ca</i>	11	<i>Se Mg</i>	21	<i>Ca P</i>
2	<i>Na P</i>	12	<i>Li Zn</i>	22	<i>Te Be</i>
3	<i>Cs S</i>	13	<i>Be P</i>	23	<i>B P</i>
4	<i>B Br</i>	14	<i>Te Sr</i>	24	<i>Si Cl</i>
5	<i>Ba Te</i>	15	<i>W Na</i>	25	<i>Ge F</i>
6	<i>K N</i>	16	<i>P Sr</i>	26	<i>Sn I</i>
7	<i>Sn Cl</i>	17	<i>S Be</i>	27	<i>C Na</i>
8	<i>Rb Si</i>	18	<i>Mg F</i>	28	<i>K S</i>
9	<i>I Al</i>	19	<i>Br Ca</i>	29	<i>As Cl</i>
10	<i>Ga S</i>	20	<i>Cs Si</i>	30	<i>Sb Br</i>



### Індивідуальні завдання II – Карбіди, силіциди

1. Записати рівняння хімічних реакцій одержання сполук.
2. Вказати тип зв'язку між елементами в сполуках.
3. Визначити хімічні властивості сполук (підтвердити рівняннями хімічних реакцій).
4. Вказати залежність хімічних властивостей від типу зв'язку.

Варіант	Елементи			Варіант	Елементи		
1	<i>H</i>	<i>Li</i>	<i>Ti</i>	16	<i>Si</i>	<i>Cu</i>	<i>Y</i>
2	<i>Si</i>	<i>Be</i>	<i>Zr</i>	17	<i>H</i>	<i>Zn</i>	<i>Te</i>
3	<i>B</i>	<i>Na</i>	<i>Hf</i>	18	<i>B</i>	<i>Ag</i>	<i>Ru</i>
4	<i>Al</i>	<i>Mg</i>	<i>V</i>	19	<i>Al</i>	<i>Cd</i>	<i>Rh</i>
5	<i>Ga</i>	<i>K</i>	<i>Nb</i>	20	<i>Ga</i>	<i>Au</i>	<i>Pd</i>
6	<i>Ge</i>	<i>Ca</i>	<i>Ta</i>	21	<i>Ge</i>	<i>Hg</i>	<i>Ag</i>
7	<i>Zn</i>	<i>Rb</i>	<i>Mo</i>	22	<i>Zn</i>	<i>K</i>	<i>Cd</i>
8	<i>Sn</i>	<i>Sr</i>	<i>W</i>	23	<i>Sn</i>	<i>Ca</i>	<i>Re</i>
9	<i>Tl</i>	<i>Cs</i>	<i>Mn</i>	24	<i>Tl</i>	<i>Na</i>	<i>Os</i>
10	<i>Pb</i>	<i>Ba</i>	<i>Fe</i>	25	<i>Pb</i>	<i>Mg</i>	<i>Ir</i>
11	<i>Si</i>	<i>Li</i>	<i>Cr</i>	26	<i>Si</i>	<i>Be</i>	<i>Pt</i>
12	<i>H</i>	<i>Na</i>	<i>Ni</i>	27	<i>H</i>	<i>Li</i>	<i>Au</i>
13	<i>B</i>	<i>K</i>	<i>Co</i>	28	<i>B</i>	<i>Na</i>	<i>Hg</i>
14	<i>Ga</i>	<i>Ca</i>	<i>Cu</i>	29	<i>Ga</i>	<i>Cd</i>	<i>Ti</i>
15	<i>Ge</i>	<i>Mg</i>	<i>Zn</i>	30	<i>Al</i>	<i>Au</i>	<i>V</i>

### Індивідуальні завдання III – Нітриди, фосфіди

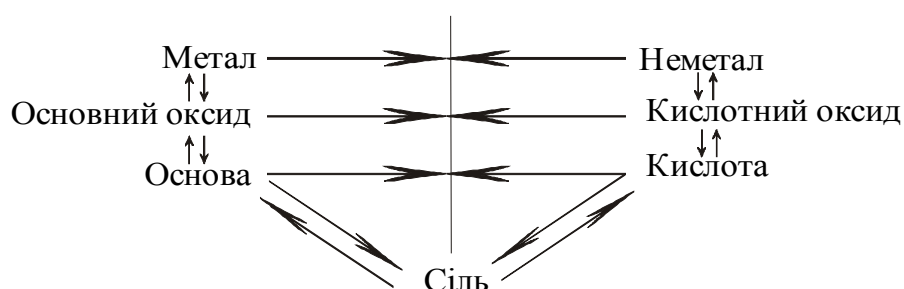
1. Навести рівняння хімічних реакцій одержання вказаних сполук.
2. Дати назву сполукам, та вказати її характер (основний, амфотерний, кислотний).
3. Визначити тип зв'язку в сполуках (за допомогою електронегативностей).
4. Визначити хімічні властивості сполук та записати рівняння їх взаємодії між собою.

Варіант	Елементи		Варіант	Елементи		Варіант	Елементи	
1	Na	Al	11	In	Li	21	Sc	H
2	Mg	Si	12	Ir	Ca	22	Ti	Mg
3	Be	Cl	13	Pt	K	23	Ni	Ca
4	Ca	S	14	Os	Mg	24	Co	Sr
5	K	F	15	W	Na	25	Pd	Cs
6	Li	Ga	16	Ta	Cl	26	Rh	Ba
7	Rb	As	17	Hf	S	27	Ru	K
8	Sr	Se	18	Vb	P	28	Cu	S
9	Cs	Ge	19	Zr	Si	29	Zn	Si
10	Ba	Br	20	Y	Al	30	Ag	As

## 2. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

### Багатоелементні сполуки

Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук. Неорганічні сполуки пов'язані між собою: з простих речовин внаслідок перетворень можна одержати більш складні речовини, які в свою чергу, можна перетворити на вихідні прості. Цей зв'язок можна зобразити у вигляді схеми:



### 2.1 Гідроксиди

Серед багатоелементних сполук, віднесених до основних класів неорганічних сполук, слід виділяти групу гідроксидів, тобто таких сполук, до складу яких входять гідроксигрупа і які можна уявляти собі як з'єднання оксидів з водою. До них належать основи (це основні гідроксиди), кислоти (кислотні гідроксиди) та ще такі сполуки, які можуть виявляти і основні і кислотні властивості – амфотерні гідроксиди.

#### 2.1.1 Гідроксиди - основи

Основами називають сполуки, які складаються з атому металу та гідроксигруп  $\text{OH}^-$ , це класичне визначення, є точкою зору атомно-молекулярного вчення. З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це такі електроліти, при дисоціації яких утворюються тільки аніони гідроксид – іони  $\text{OH}^-$ , (інших аніонів не утворюють).

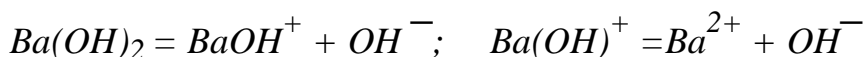
Число гідроксид-іонів у основі визначається ступенем окиснення металу та вказує на кислотність основи.

Назва основи складається зі слів гідроксид та назви металу в родовому відмінку. Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його окиснення вказують римською цифрою в дужках або до слова гідроксид додають префікс, залежно від числа гідроксигруп в основі. Число гідроксигруп, зв'язаних з атомом металу, визначає кислотність основи. Наприклад:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{LiOH}$  – однокислотні основи;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – двокислотні;  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ,  $\text{La}(\text{OH})_3$  – трикислотні;  $\text{Jh}(\text{OH})_4$  – чотирискислотна. П'яти- та шестискислотні основи невідомі.

Основи є твердими речовинами. За розчинністю у воді вони поділяються на дві групи: розчинні (луги) та нерозчинні. Лугами є гідроксиди лужних металів (елементів головної підгрупи I групи) і лужноземельних (елементів головної підгрупи II групи, за винятком берилію та магнію). Луги – це іонні сполуки. У узлах кристалічних ґраток твердих лугів знаходяться іони металів і гідроксид-іони. В інших основах хімічний зв'язок має іонно-ковалентний характер.

*Хімічні властивості лугів.*

1. Луги як сильні електроліти у водних розчинах практично повністю дисоціюють:

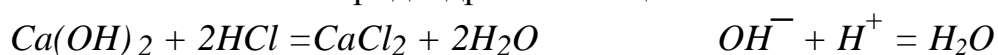


Тому луги мають деякі загальні властивості, обумовлені наявністю гідроксид-іонів.

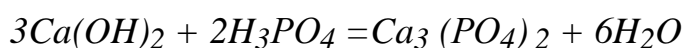
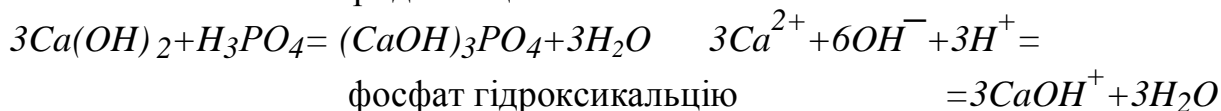
2. Луги взаємодіють з кислотами та амфотерними гідроксидами



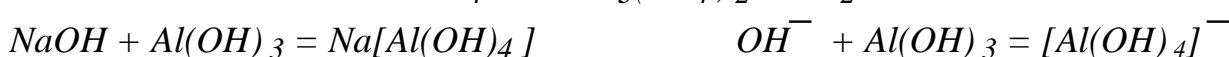
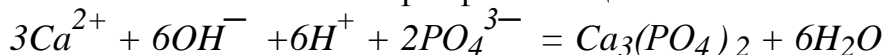
хлорид гідроксикальцію.



хлорид кальцію

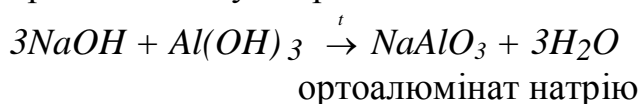
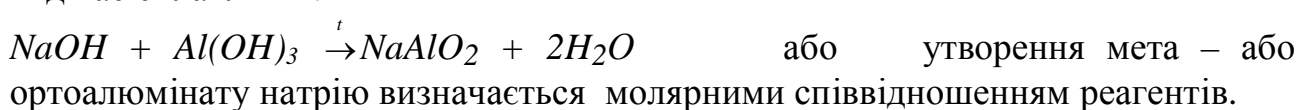


фосфат кальцію



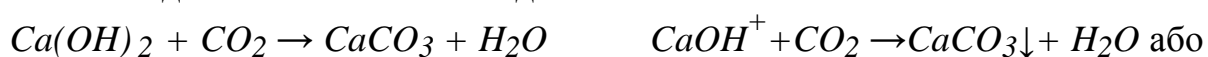
тетрогідроксиалюмінат  
натрію

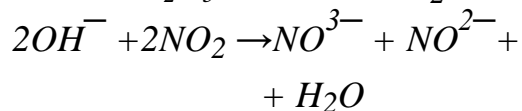
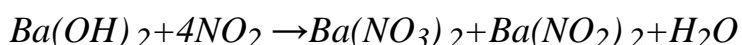
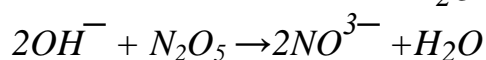
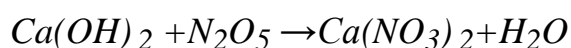
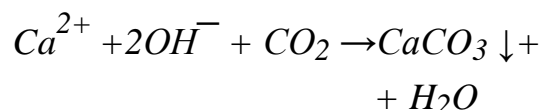
Під час сплавління:



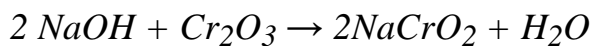
За реакцією нейтралізації утворюються солі та вода. При взаємодії багатокислотних основ, багатоосновних кислот утворюються як середні так і основні та кислі солі, залежно від молярних співвідношень реагентів. Наявність  $OH^-$  іонів впливає на колір багатьох кислотно-основних індикаторів: фенолфталеїн у лужному середовищі має малиновий колір, у нейтральному – не має кольору.

3. Взаємодія з кислотними оксидами.

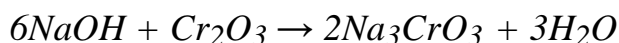




4. Взаємодія з амфотерними оксидами під час сплавлення

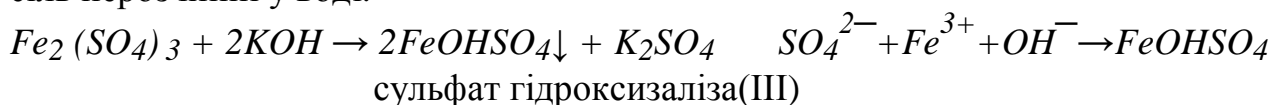


метахроміт натрію

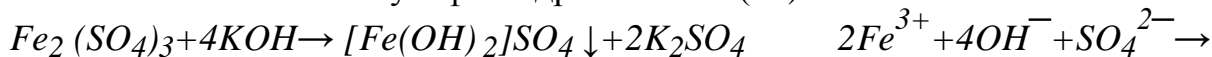
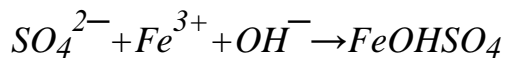


ортохроміт натрію

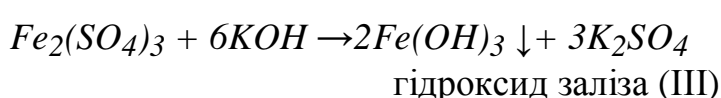
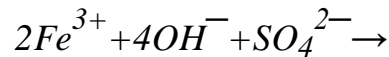
5. Взаємодія з середніми солями, якщо утворюваний гідроксид або основна сіль нерозчинні у воді.



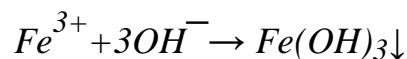
сульфат гідроксизаліза(III)



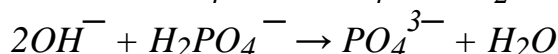
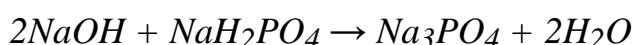
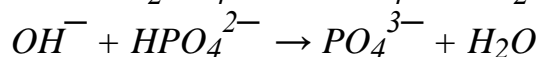
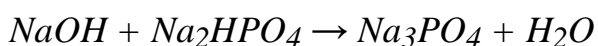
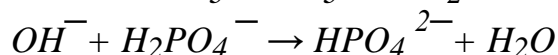
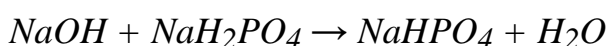
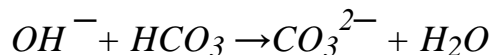
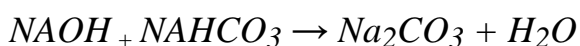
сульфат дигідроксизаліза(III)



гідроксид заліза (III)

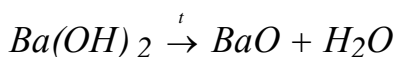
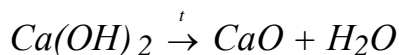


6. Взаємодія з кислими солями.



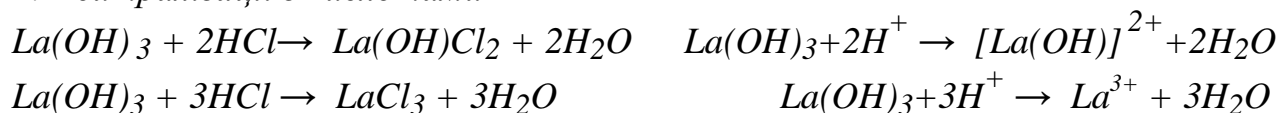
В цих реакціях гідроксид-іони лугу забирають водень-іони кислих солей, утворюючи воду.

7. Під час нагрівання гідроксиди натрію, калію, рубідію та цезію не розкладаються, усі інші гідроксиди розкладаються. За реакцією утворюються відповідний основний оксид і вода

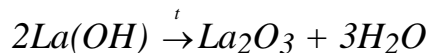
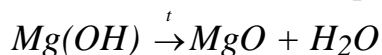


Нерозчинні у воді основи не змінюють колір індикаторів, не взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами, а також солями внаслідок того, що вони як слабкі електроліти нерозчинні у воді, дуже слабо дисоціюють на іони. Невеликої кількості гідроксид-іонів, яка міститься в їх насичених розчинах, недостатньо для забезпечення перебігу зазначених реакцій. Нерозчинні у воді основи дають такі реакції:

### 1. Нейтралізації з кислотами



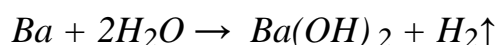
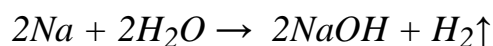
2. Розклад під час нагрівання. За реакціями утворюються оксиди та вода.



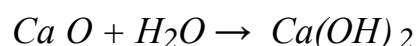
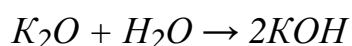
Засоби добування основ теж залежать від їх розчинності у воді.

Луги (розчинні у воді основи) утворюються таким чином:

а) при взаємодії лужних і лужноземельних металів з водою:

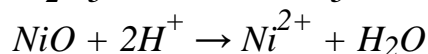
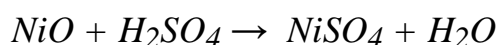
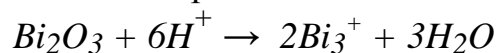
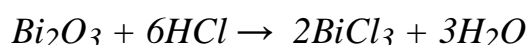


б) при взаємодії оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:



Нерозчинні у воді основи одержують в наслідок взаємодії водного розчину солі з лугом – непрямий засіб:

а) спочатку треба розчинити оксид у сильній кислоті та одержати сіль



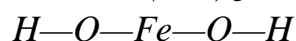
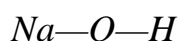
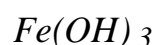
б) далі, розчин солі, що утворився, взаємодіє з лугом:



При складанні графічних формул основ:

а) починають з запису металу;

б) з'єднують водень з металом через кисень



Пам'ятають про одновалентність водню, двовалентність кисню.

### 2.1.2. Гідроксиди - кислоти

Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми водню, здатні заміщуватися атомами металів (класичне визначення) – точка зору атомно-молекулярного вчення, а з точки зору теорії електролітичної дисоціації – це електроліти, при дисоціації яких у вигляді катіонів утворюються катіони 28

– водню  $H^+$ :



Кислоти класифікують:

1. За складом – за наявністю в молекулі

а) безкисневі, це водні розчини водневих сполук неметалів шостої та сьомої груп періодичної системи елементів:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ,  $HGal$  ( $F, Cl, Br, J$ ) а також  $HCN$  і  $HSCN$

б) кисневі кислоти є гідратами (продукти сполучення з водою) оксидів-неметалів, а також деяких металів у вищих ступенях окислення (+5, +6, +7)



2. За основністю: число атомів водню кислоти, здатних заміщуватися атомами металу з утворенням солі, визначає основність кислоти.

$HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $CH_3COOH$  - одноосновні;  $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$  - двоосновні;  $H_3PO_4$ ;  $H_3AgO_4$  – триосновні або багатоосновні.

3. За окислювальними властивостями:

а) кислоти окислювачі – окислюють кислотоутворюючими елементами: сіркою, азотом, які перебувають у високому та вищому ступені окислення.

$HNO_3$  – концентрована, розведена;  $H_2SO_4$  – концентрована;

б) кислоти –неокислювачі – окислюють в основному метали катіонами водню:  $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $HCl$ ,  $H_2SO_4$  розведена.

Назви кисневих кислот складаються від назви елемента з додаванням закінчення “ва”, “на”, при вищій ступені окислення елемента (відповідає номеру групи у періодичній системі елементів). З пониженням ступеня окислення суфікси змінюються відповідно “увата”, “иста”, “уватиста”. Наприклад:  $HCl^{+7}O_4$  – хлорна,  $HCl^{+5}O_3$  – хлорнувата,  $HCl^{+3}O_2$  – хлориста,  $HCl^{+1}O$  хлорнуватиста;  $H_3As^{+5}O_4$  – миш’якова,  $H_3As^{+3}O_3$  – миш’яковиста. Якщо елемент в одному ступені окислення утворює кілька кисневих кислот, то до назви кислоти з меншим вмістом кисню додають префікс “мета-“, при більшій кількості кисню – “орто-“. Наприклад:  $H_3PO_4$  – ортофосфорна кислота,  $HPO_3$  – метафосфорна кислота. Якщо молекула кислоти містить два або більше елементів, що утворюють кислоту, то перед назвою кислоти ставлять числовий префікс:  $H_2Cr_2O_7$  –дихромова кислота,  $H_2B_4O_7$  – тетраборна кислота.

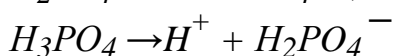
Назви безкисневих кислот складаються з назви неметалу з закінченням “о” та словом “воднева”, наприклад:  $HCl$  – хлороводнева кислота,  $HCN$  – ціановоднева кислота.

Кислоти можуть бути твердими (борна  $H_3BO_3$ , кремнієва  $H_2SiO_3$ ), або

рідкими (сірчана  $H_2SO_4$ , азотна  $HNO_3$ ). Більшість з них добре розчиняються у воді. Кислотами є також водні розчини газоподібних водневих сполук деяких неметалів ( $HCl$ ,  $H_2S$ ). У молекулах кислот атоми водню зв'язані з кислотними залишками ковалентним полярним зв'язком. Кислотні залишки – це негативні іони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох атомів водню. Значення негативного заряду іону кислотного залишку визначається числом іонів водню, що відірвалися.

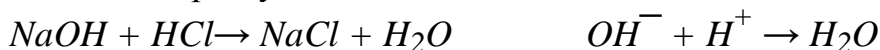
#### Хімічні властивості кислот

1. Кислоти у водних розчинах дісоціюють на іони – сильні кислоти (сильні електроліти) повністю, слабкі – мало



Тому кислоти мають деякі загальні властивості, обумовлені наявністю  $H^+$ , тобто водень-іонів.

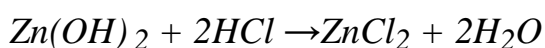
2. Кислоти реагують з основами



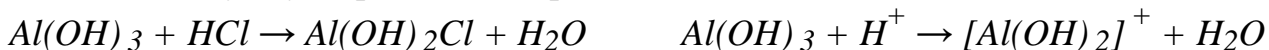
Взаємодія кислоти з основою в результаті якої утворюється сіль і вода називається реакцією нейтралізації. Зміст її полягає в іонному рівнянні  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ . Якщо основа нерозчинна у воді, іонне рівняння набуває дещо іншого вигляду, але зміст його не змінюється:



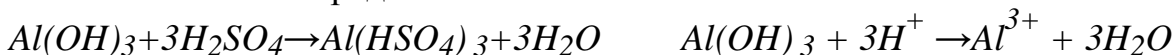
Реакція між амфотерним гідроксидом і кислотою теж є реакцією нейтралізації, амфотерний гідроксид виявляє основні властивості:



Якщо в реакції беруть участь багатокислотні гідроксиди або багатоосновні кислоти, можуть утворюватися середні, кислі та основні солі.



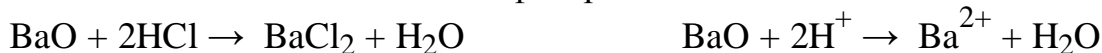
середня сіль



кисла сіль

Наявність  $H^+$  - протонів водню зумовлює зміну кольору індикаторів: метилоранж – червоний, лакмус – рожевий

3. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами

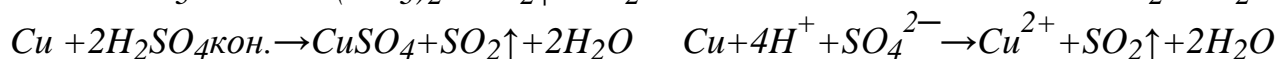
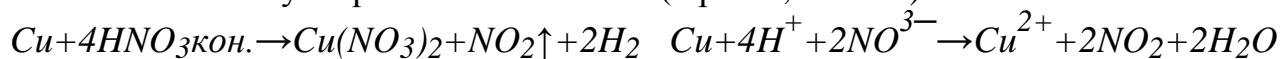


#### 4. Взаємодія з металами



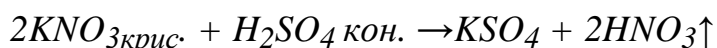
Кислоти – неокислювачі утворюють солі та водень, тобто такі кислоти взаємодіють тільки з металами, що стоять у ряду стандартних електродних потенціалів до водню (ліворуч), а ті метали, що стоять праворуч від водню (*Cu, Hg, Ag, Au, Pt*) не реагують з цими кислотами.

Кислоти-окисники:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (концентрована),  $\text{HNO}_3$  при взаємодії з металами всіма (виняток *Au, Pt*) водень не виділяють, тому що вони окислюють метали атомами кислотоутворюючих елементів (сіркою, азотом).



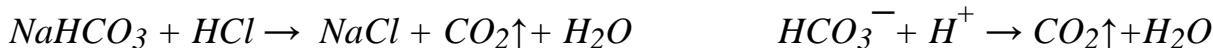
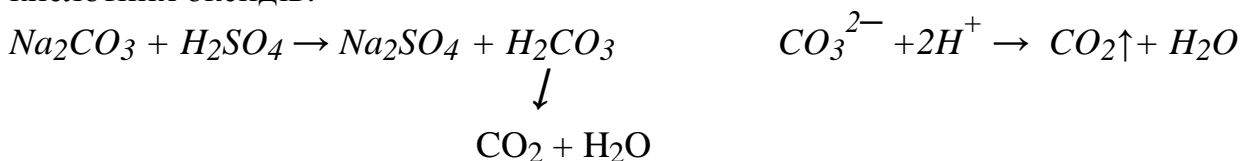
#### 5. Взаємодія з солями

а) утворюється нова кислота та сіль (середня або кисла)



За цими реакціями одержують леткі кислоти. Самі реакції відбуваються при відсутності води та при нагріванні.

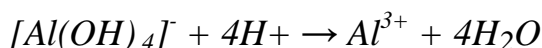
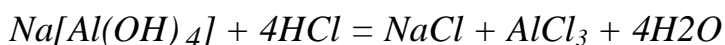
Якщо кислота, яка утворюється, є нестійкою, вона розкладається з утворенням кислотних оксидів:



б) утворюються тільки кислі солі



в) утворюються кілька солей та вода

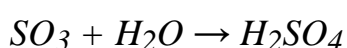


#### 6. Розклад під час нагрівання

За реакцією утворюються вода та кислотний оксид.

*Засоби добування кислот.*

1. Кисневі кислоти утворюються при взаємодії кислотних оксидів з водою

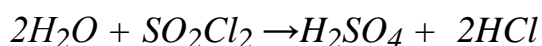
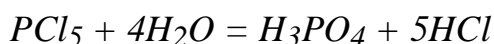




При цьому можуть утворитися дві кислоти елемента кислотоутворювача, але ступені окислення елемента в кислотах будуть нижче та вище, ніж в оксиді. (азотна (V) та азотиста (III)). Якщо оксид нерозчинний у воді, то кислоти одержують непрямим засобом. З оксиду слід получить сіль, наприклад, розчинивши його у лузі, далі на нову сіль подіяти сильною кислотою.



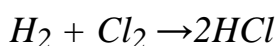
2. Кисневі та безкисневі кислоти можна одночасно одержувати гідролізом галогенангідридів кислот



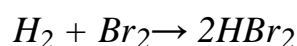
$PCl_5$  - пейнтохлорид фосфору – хлорангідрид фосфорної кислоти.

$SO_2Cl_2$  - хлорид діоксисірки (VI) – хлороангідрид сірчаної кислоти.

3. Безкисневі кислоти можна одержати при розчиненні у воді водневих сполук неметалів. Водневі сполуки утворюються в наслідок взаємодії водню та неметалу

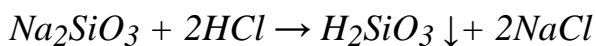
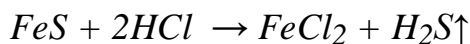
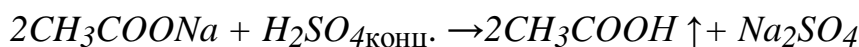


хлороводень

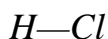


бромоводень

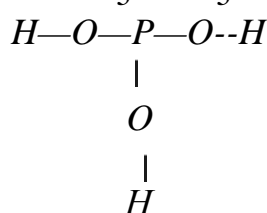
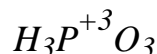
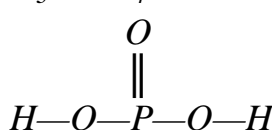
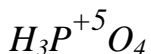
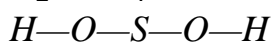
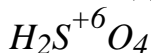
4. Кисневі та безкисневі кислоти можна отримати дією на сухі солі інших кислот, які повинні бути більш сильними або менш леткими.



При побудові графічних формул потрібно записати елемент кислотоутворювач, від нього записувати атоми водню у різні боки (там де їх багато) для безкисневих кислот:

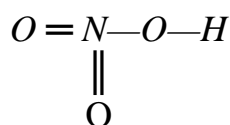
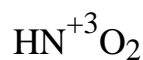
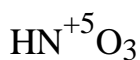


Для кисневих кислот записують атоми водню, чергуючи с атомами кисню, тобто гідроксогрупу у різні боки від елемента кислотоутворювачу;



та додаючи “вільні” атоми кисню через повний зв’язок до того ж самого елемента кислотоутворювача.

Елемент кислотоутворювача буде мати відповідну ступені окислення кількість зв’язків.

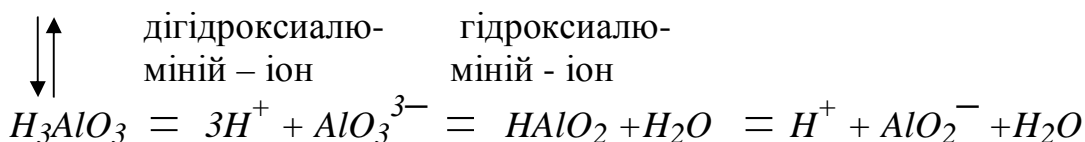
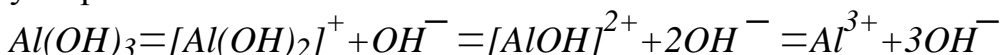


### 2.1.3. Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які виявляють основні чи кислотні властивості залежно від умов – тобто від природи другого компонента, який може приймати участь у кислотно-основній взаємодії. Це гідроксиди деяких металів головних підгруп (берилію, алюмінію), багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окислення. Амфотерні гідроксиди мають таку ж номенклатуру як основи. Тип зв’язку між атомами металу та гідроксигрупами – ковалентні. Усі амфотерні гідроксиди є твердими речовинами, нерозчинними у воді.

Хімічні властивості

1. Амфотерні гідроксиди – слабкі електроліти. Полярність ковалентних зв’язків Me - O та O - H у їх молекулах близькі, тому вони можуть дисоціювати з утворенням незначних кількостей іонів  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$



ортоалюмі- ортоалюмінат - металоалюмі- металалюмінат  
нієва к-та іон нієва к-та іон

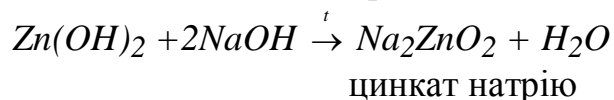
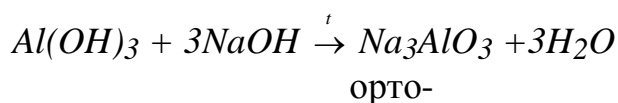
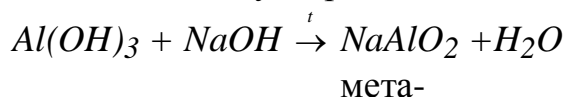
Амфотерні гідроксиди не змінюють забарвлення індикаторів.

2. Під дією кислот виявляють основні властивості. Відповідно до молярних співвідношень реагентів утворюються середні, основні, або кислі солі.

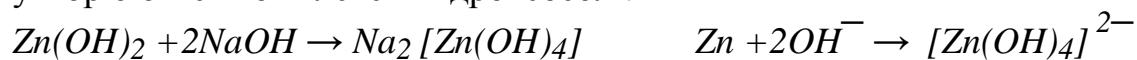


3. Під дією сильних основ – лугів, амфотерні гідроксиди виявляють кислотні

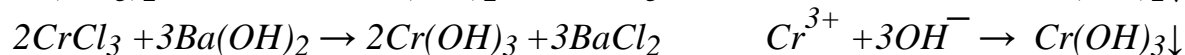
властивості. В результаті сплавлення лугів та залежно від молярних співвідношень утворюються солі – мета-, ортоалюмінати



Під дією водних розчинів лугів виникають додаткові ковалентні зв'язки (донорно-акцепторний механізм) та між атомами металу та іонами  $OH^-$  утворюються комплексні гідроксосолі.



Амфотерні гідроксиди можна одержати як і нерозчинні у воді основи, взаємодією солей з лугами. При цьому слід дотримуватись молярних співвідношень реагентів, тому що у надлишку лугів амфотерні гідроксиди мають розчинятися.



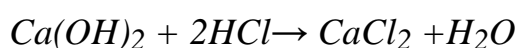
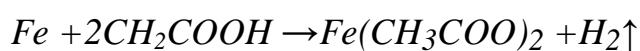
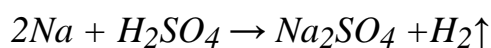
## 2.2 Солі

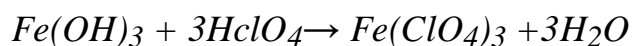
Серед багатоелементних сполук слід виділяти клас солей. Солі – це продукти заміщення водою кислоти металом або продукти обміну гідроксигрупи гідроксидів металів на кислотні залишки кислот (класичне визначення), точка зору атомно-молекулярного вчення. З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі є електролітами, при дисоціації яких утворюються катіони металів або ще катіон амонію та аніони кислотних залишків.

Солі бувають середні, кислі, основні.

### 2.2.1 Середні солі

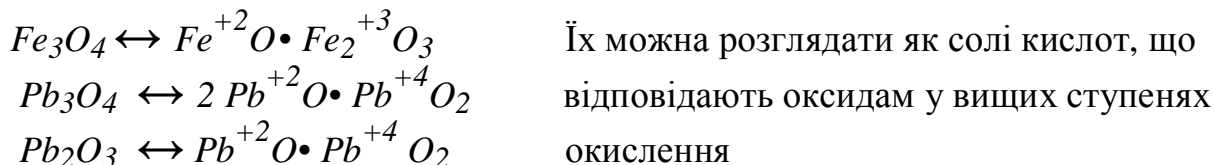
Середні солі – це продукт повного заміщення водою кислоти металом або повного обміну гідроксигрупи на кислотні залишки; наприклад:





Середні солі бувають **прості, подвійні, змішані** та **комплексні**.

**Прості солі** – це  $NaCl$ ,  $Na_2CO_3$  тощо, до них належать і нітриди ( $Na_3N$ ), фосфіди ( $Ba_3P_2$ ), карбіди ( $CaC_2$ ) металів, змішані оксиди металів ( $Fe_3O_4$ ,  $Pb_3O_4$ ) – складаються з оксидів одного і того ж металу у різних ступенях окислення.



$Fe_2O_3 \rightarrow HFeO_2$  - метаферитна, або метафератна (III) кислота

$PbO_2 \rightarrow H_2PbO_3$  - метасвинцева, або мета-плюмбатна (IV) кислота (аналогічна  $H_2SiO_3$  метакремнієвій к-ті).

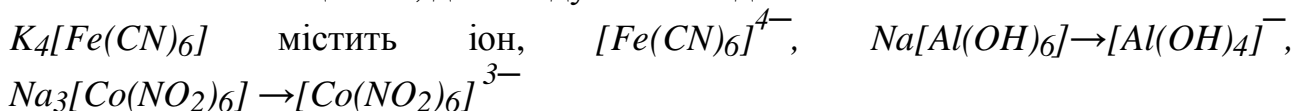
$PbO_2 \rightarrow H_4PbO_4$  - ортосвинцева, або ортоплюмбатна (IV) к-та (аналогічна  $H_4SiO_4$  ортокремнієвій к-ті).

До цих солей належать також пероксиди металів (солі кислоти  $H_2O_2$  – пероксиду водню), це  $W_2O_2$ ,  $BaO_2$ ,  $CaO_2$  та інші.

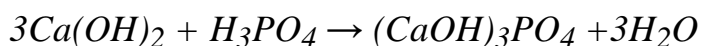
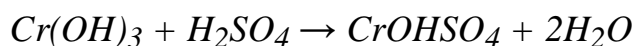
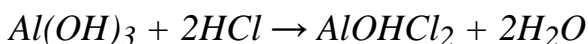
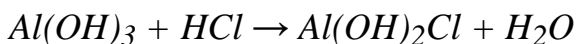
Якщо атоми водню в кислоті заміщуються атомами різних металів або гідроксогрупи основ обмінюються на різні кислотні залишки, то утворюються **подвійні** солі –  $KAl(SO_4)_2$ , а також **змішані** солі –  $Ca(OCl)Cl$ . При розчині у воді дисоціюють:



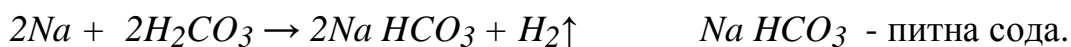
**комплексні** солі – це такі, до складу яких входять комплексні іони.



Основні солі – це продукти неповного обміну гідроксогруп багато кислотної основи на кислотні залишки



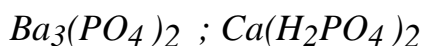
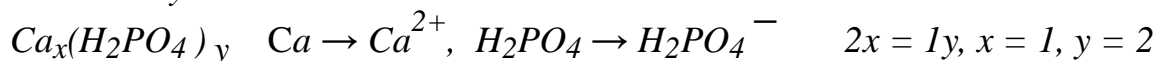
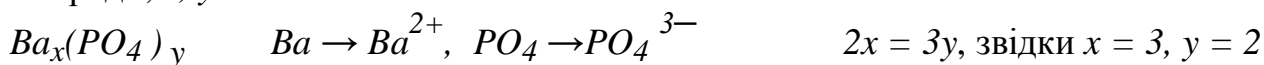
Кислі солі – це продукти неповного заміщення водню багатоосновної кислоти металом.



**Складання формул.** Можна вважати, що солі утворені із залишків основ і залишків кислот. При складанні формул додержуються правила: абсолютне

значення добутку заряду та числа залишків основи дорівнює абсолютному значенню добутку заряду та числа кислотних залишків.

Для  $K_x^{+m}A_y^{-n}/m \cdot x/ = /n \cdot y/ K$  - залишок основи,  $A$  – кислотний залишок,  $m, n$  – заряди,  $x, y$  – кількості.

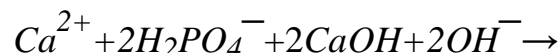
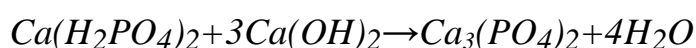
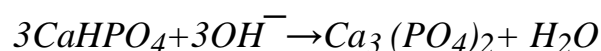
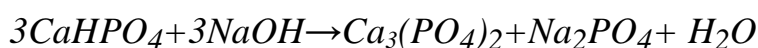
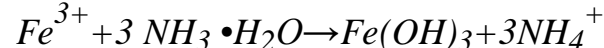
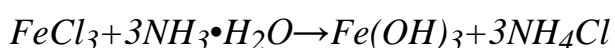
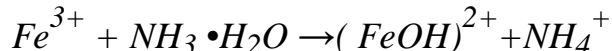
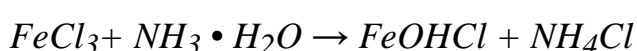
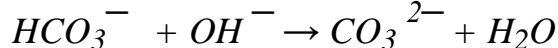
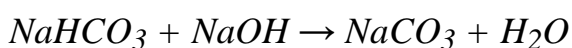
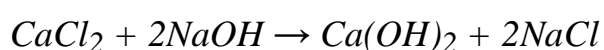
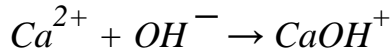
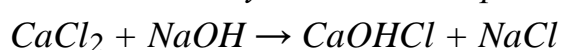


Назви солей складаються з назв кислотного залишку в названому відмінку і залишку основи в родовому відмінку. Наприклад:  $MgCl_2$  - хлорид магнію,  $Na_2S$  – сульфід натрію,  $Ca(HS)_2$  – гідросульфід кальцію,  $(MgOH)_2SO_4$  – сульфат гідроксимагнію,  $Fe(OH)_2CH_3COO$  – ацетат дигідроксизаліза (III), дивись таблицю. Назви катіонів або аніонів подвійних чи змішаних солей вживаються в алфавітному порядку:  $KAl(SO_4)_2$  – сульфат алюмінію-калію,  $CaCl(OCl)$  – гіпохлорит-хлорид кальцію, або хлорат (I)-хлорид кальцію.

Солі – це тверді кристалічні речовини. Залишки основ і кислот у солях зв'язані між собою, як правило, іонними зв'язком. Солі мають різноманітні кольори і неоднакову розчинність у воді. Маємо користуватися таблицею розчинностей солі у воді.

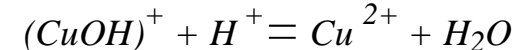
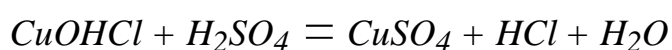
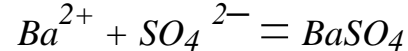
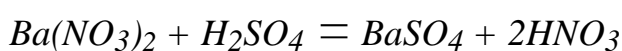
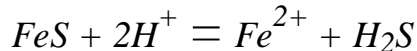
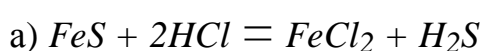
#### Хімічні властивості.

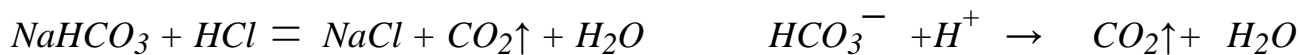
1. Взаємодія з лугами або з гідроксидом амонію.



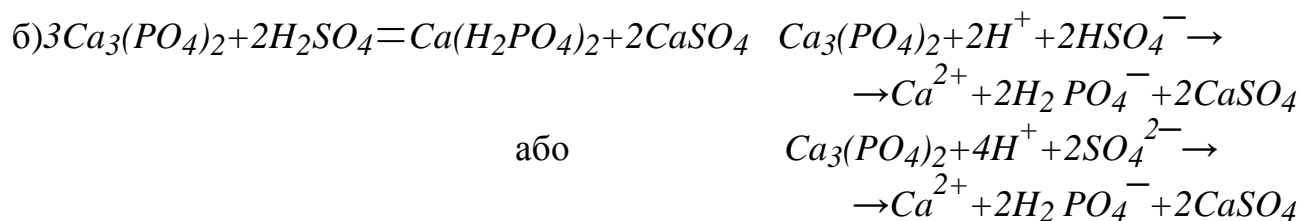
За реакцією утворюються нові солі (середні, кислі, основні) та гідроксид або основна сіль (залежно від молярних співвідношень реагентів).

2. Взаємодія з кислотами. При цьому утворюються різні сполуки (залежно від молярних співвідношень).





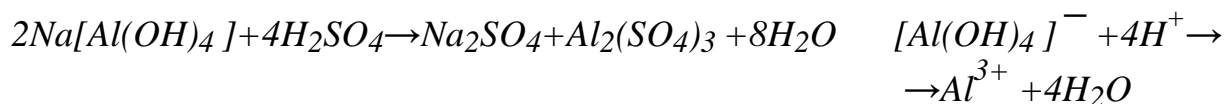
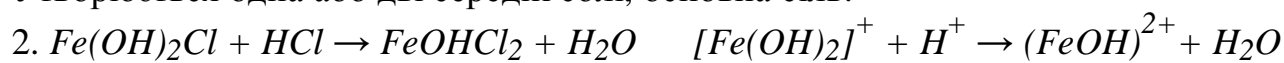
Утворюються нова кислота та середня сіль



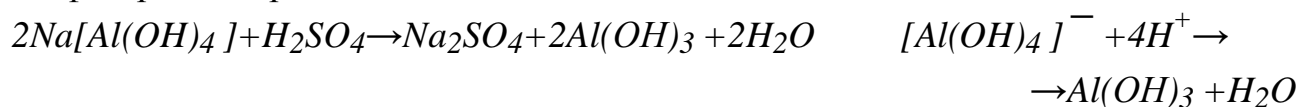
Утворюється кисла сіль.



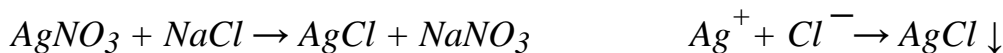
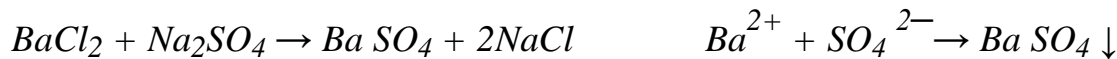
Утворюється одна або дві середні солі, основна сіль:



У разі відсутності надлишку кислоти в реакції з  $Na[Al(OH)_4]$  може утворитися амфотерний гідроксид:



3. Взаємодія солей між собою:



Утворюються нові солі. Реакції обміну між розчинами солей протікають до кінця, якщо утворюється нерозчинна сіль.

Середня сіль може реагувати з кислотою або основною сіллю того ж металу, якщо між реагентами існує проміжна за складом кисла чи основна сіль, яка і буде продуктом реакції:

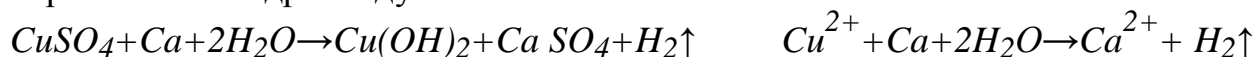


4. Взаємодія з металами.

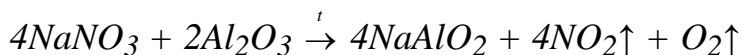
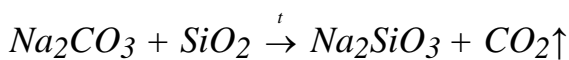


Кожен метал може витиснути з розчинів солей метали, які знаходяться в ряду стандартних електричних потенціалів після нього і не витискує метали, що стоять перед ним:  $FeSO_4 + Cu \neq$  реакція не відбувається.

Метали, які розташовані зліва від магнію (*K, Ba, Ca, Na*, такі інші), не використовують для витіснення металів з розчинів їх солей, оскільки вони реагують з водою з утворенням луку, який далі взаємодіє з сіллю з утворенням нерозчинного гідроксиду.

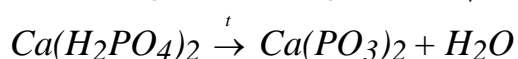


5. Взаємодія з оксидами (кислотними або амфотерними) при нагріванні.

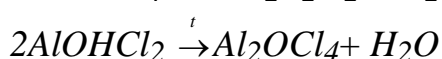


За реакцією утворюється нова сіль та кислотний оксид, якщо він (новий оксид) легше ніж реагент-оксид.

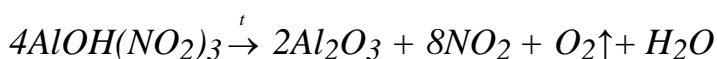
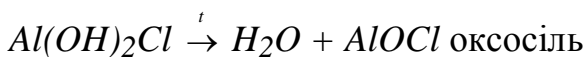
6. Розкладання під час нагрівання. Залежно від природи металу на кислотного залишку утворюються різні продукти:



Не розкладаються  $Na_2CO_3$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$



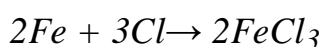
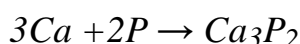
оксосіль



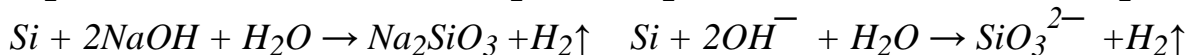
В наслідок розкладу гідроксисолей безкисневих кислот утворюються оксосолі, а в результаті розкладу гідроксисолей кисневих кислот – оксиди металів.

Існує багато засобів одержання солей, рівняння деяких з них:

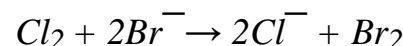
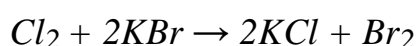
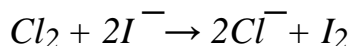
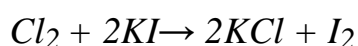
а) метал з неметалом



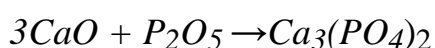
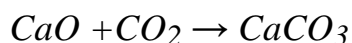
б) неметал з основою



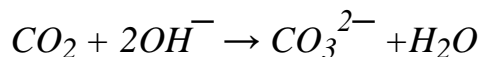
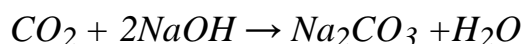
в) неметал з сіллю-галогенідом



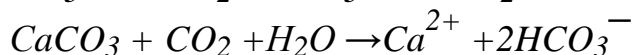
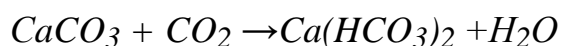
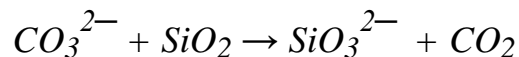
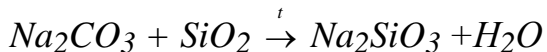
г) Основний оксид з кислотним



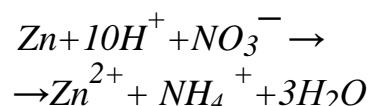
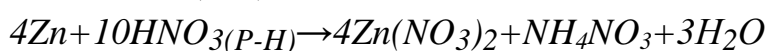
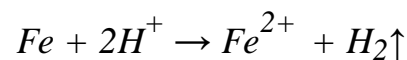
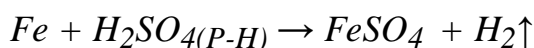
д) Кислотний оксид з основою



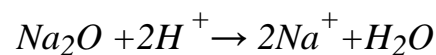
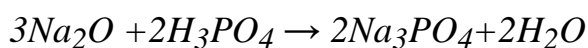
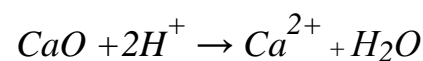
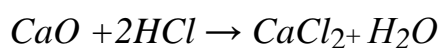
е) Сіль з кислотним оксидом



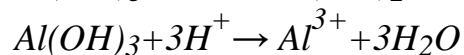
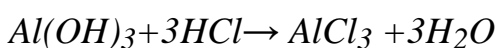
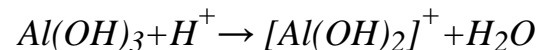
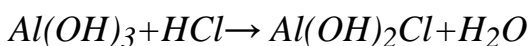
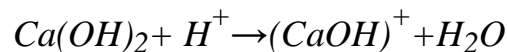
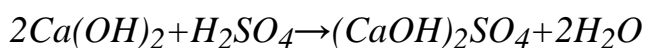
ж) Метал з кислотою



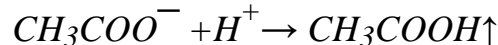
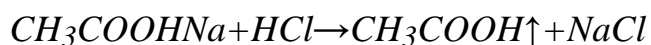
з) Основний оксид з кислотою



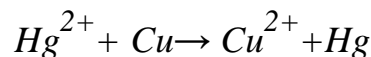
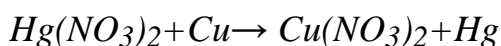
и) Нейтралізації



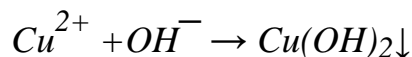
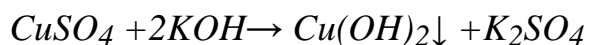
к) Сіль з кислотою



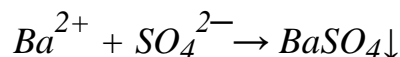
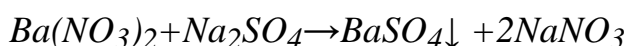
л) Сіль з металом



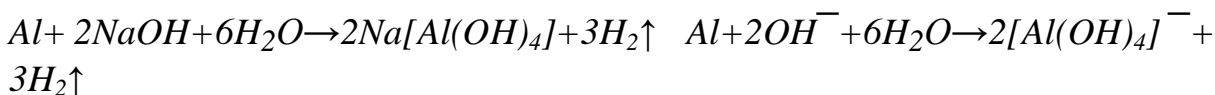
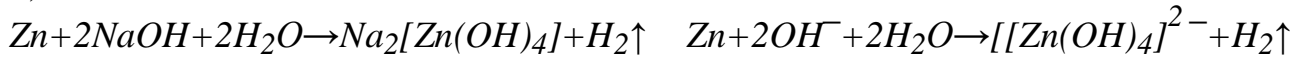
л) Сіль з основою



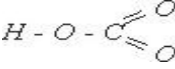
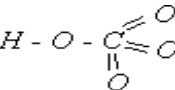
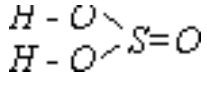
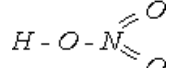
м) солі між собою



н) метал з основою





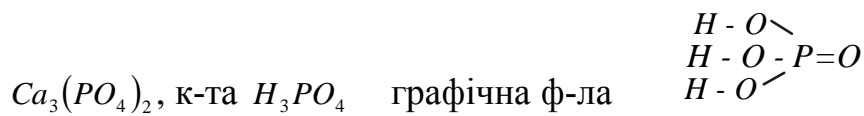
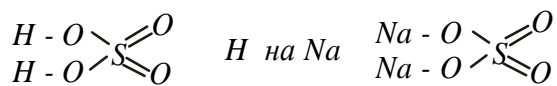
Кислота				Аніон	
Молекулярна формула	Назва	Структурна формула	Основність	Формула	Назва
$HCl$	Хлороводнева, хлоридна, соляна	$H - Cl$	1	$Cl^-$	Хлорид-іон
$HBr$	Бромоводнева, бромідна	$H - Br$	1	$Br^-$	Бромід-іон
$HI$	Йодоводнева, йодидна	$H - I$	1	$I^-$	Йодид-іон
$H_2S$	Сірководнева, сульфідна	$H - S - H$	2	$HS^-$	Гідросульфід-іон
$HClO$	Хлорнуватиста, гіпохлоритна, хлоритна (I)	$H - O - Cl$	1	$ClO^-$	Гіпохлорит-іон, хлорат (I)-іон
$HClO_2$	Хлориста, хлоратна (III)	$H - O - Cl = O$	1	$ClO_2^-$	Хлорит-іон, хлорат (III)-іон
$HClO_3$	Хлорнувата, хлоратна (V)		1	$ClO_3^-$	Хлорат-іон, хлорат (V)-іон
$HClO_4$	Хлорна, хлоратна (VII)		1	$ClO_4^-$	Перхлорат-іон, хлорат(VII)-іон
$H_2SO_3$	Сірчиста, сульфатна (IV)		2	$HSO_3^-$ $SO_3^{2-}$	Гідросульфит-іон, гідросульфат (IV)-іон Сульфит-іон, сульфат(IV)-іон
$H_2SO_4$	Сірчана, сульфатна		2	$HSO_4^-$ $SO_4^{2-}$	Гідросульфат-іон Сульфат-іон
$HNO_2$	Азотиста, нітритна, нітратна (III)	$H - O - N = O$	1	$NO_2^-$	Нітрит-іон, нітрат (III)-іон
$HNO_3$	Азотна, нітратна		1	$NO_3^-$	Нітрат-іон

$HPO_3$	Мета фосфатна	$H-O-P \begin{matrix} \text{=}O \\ \text{=}O \end{matrix}$	1	$PO_3^-$	Метафосфат-іон
$H_3PO_4$	Ортофосфорна, ортофосфатна, фосфорна, фосфатна	$H-O \diagdown \\ H-O-P=O \\ H-O \diagup$	3	$H_2PO_4^-$ $HPO_4^{2-}$ $PO_4^{3-}$	Дигідрофосфат-іон Гідрофосфат-іон Ортофосфат-іон, фосфат-іон
$H_2CO_3$	Вугільна, карбонатна	$H-O \diagdown \\ H-O-C=O \\ \diagup$	2	$HCO_3^-$ $CO_3^{2-}$	Гідрокарбонат-іон Карбонат-іон
$HMnO_4$	Марганцева, перманганатна, манганатна (VII)	$H-O-O-\begin{matrix} \text{=}O \\ Mn \\ \text{=}O \\ \text{=}O \end{matrix}$	1	$MnO_4^-$	Перманганат-іон, манганат (VII)-іон
$CH_3COOH$	Оцтова, етанова	$\begin{matrix} H \\   \\ H-C-C-OH \\   \quad    \\ H \quad O \end{matrix}$	1	$CH_3COO^-$	Ацетан-іон, етанат-іон
$H_3PO_3$	Ортофосфориста, ортофосфатна (III)	$H-O \diagdown \\ H-O-P-O-H \\ \diagup$	2	$H_2PO_3^-$ $HPO_3^{2-}$	Гідроортофосфіт-іон Ортофосфіт-іон
$H_4P_2O_7$	Дифосфорна, дифосфатна	$\begin{matrix} \text{=}O & \text{=}O \\   &   \\ H-O-P-O-P-O-H \\   &   \\ H-O & O-H \end{matrix}$	4	$H_3P_2O_7^-$ $H_2P_2O_7^{2-}$ $HP_2O_7^{3-}$ $P_2O_7^{4-}$	Тригідродифосфат-іон Дігідродифосфат-іон Гідродифосфат-іон Дифосфат-іон
$H_2CrO_4$	Хромова	$H-O-\begin{matrix} \text{=}O \\ \text{=}O \\ Cr \\ \text{=}O \\ \text{=}O \end{matrix}-O-H$	2	$CrO_4^{2-}$	Хромат-іон
$H_2Cr_2O_7$	Двох ромова	$H-O-Cr-\begin{matrix} \text{=}O \\ \text{=}O \\ \text{=}O \\ \text{=}O \end{matrix}-Cr-O-H$	2	$Cr_2O_7^{2-}$	Двохромат-іон

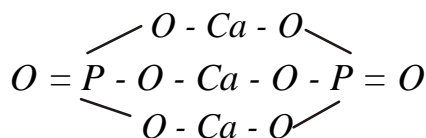
### Графічні формули солей

При записі графічних формул солей починають з кислоти, де атоми водню замінюють на метал:  $Na_2SO_4$

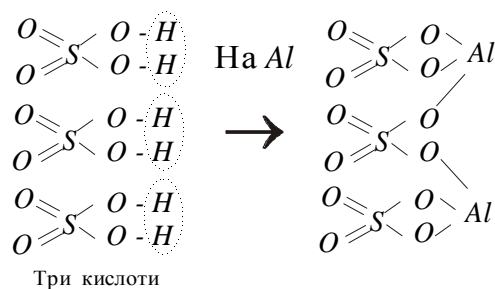
К-та  $H_2SO_4$



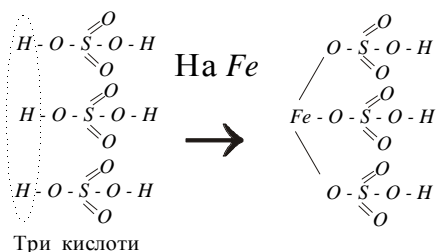
Записують дві формули кислоти, та водневі пари замінюють на метал *Ca*



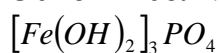
Записують дві формули кислоти в дзеркальному відображенні та водневі пари замінюють на метал *Ca*.



Кислі солі:

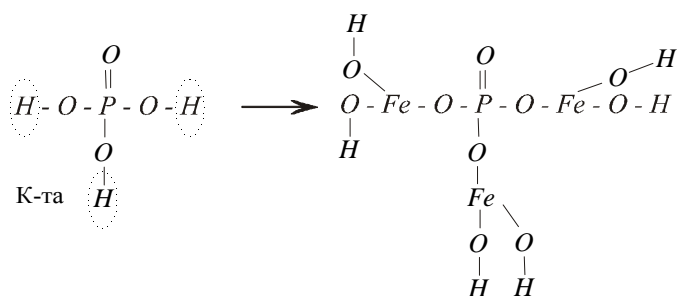


Основні солі:



*H*

кислоти  $\begin{array}{c} Fe-O-H \\ \diagdown \\ O-H \end{array}$  замінюють на



## 2.3 Приклади розв'язання завдань

Завдання I. Виконати схему перетворення.

Приклад. Виконати схему перетворення:



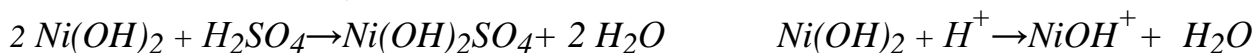
Розв'язання. Щоб здійснити перетворення  $Ni \rightarrow NiCl_2$ , слід пам'ятати засоби добування солей, де одним з компонентів є метал, це взаємодія з кислотами, вибираємо  $HCl$ :



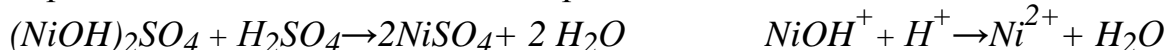
Перетворення солі  $NiCl_2$  до гідроксиду  $Ni(OH)_2$  слід виконувати взаємодією з лугами:



Перетворення  $Ni(OH)_2$  до основної солі  $(NiOH)_2SO_4$  можна здійснити при взаємодії з кислотою  $H_2SO_4$  але додержуючи співвідношення: 2 молекули  $Ni(OH)_2$ , та 1 молекула  $H_2SO_4$ :



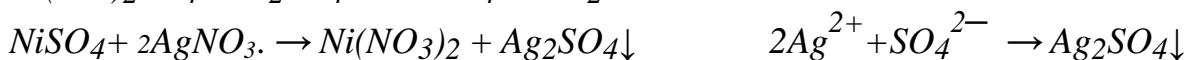
При більшій кількості кислоти отримаємо:



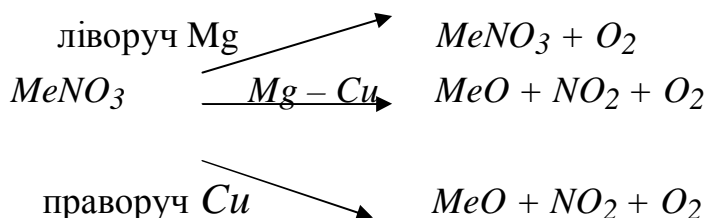
або



Ці перетворення слід виконувати при переході від основної солі  $(NiOH)_2SO_4$  до середньої.  $Ni(NO_3)_2$  за допомогою нітрата срібла  $AgNO_3$ . Утворення солі  $Ni(NO_3)_2$  можливе, оскільки друга сполука  $Ag_2SO_4$ -нерозчинна у воді.



Перетворення до оксиду виконується згідно до схеми:



Солі азотної кислоти утворюють різні продукти (залежно від металу в ряду стандартних потенціалів). Оскільки  $Ni$  перебуває в ряду стандартних електродних потенціалів між  $Mg$  та  $Cu$  розклад піде з утворенням оксиду.



Це термічний розклад (під дією високої температури).

Завдання II. Вказати до якого класу неорганічних сполук відноситься речовина.

Приклад. Вказати, до якого класу неорганічних сполук відносяться речовини в схемі



Розв'язання. В схемі маємо такі речовини: прості та складні. Прості – це метал Ni (нікель).

Складні – оксид, гідроксид, солі.

NiO – оксид нікелю.

Ni(OH)<sub>2</sub> – гідроксид нікелю, основа, нерозчинна у воді.

(NiOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – основна сіль, гідроксисульфат нікелю.

NiCl<sub>2</sub> та Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> – середні солі; хлорид та нітрат нікелю.

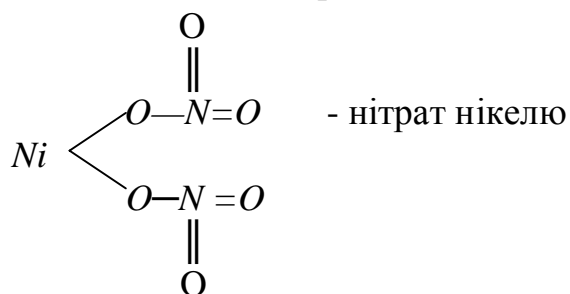
Завдання III. Дати назви речовинам, скласти графічні формули.

Приклад. Дати назви речовинам, скласти графічні формули NiCl<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>, (NiOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, NiO.

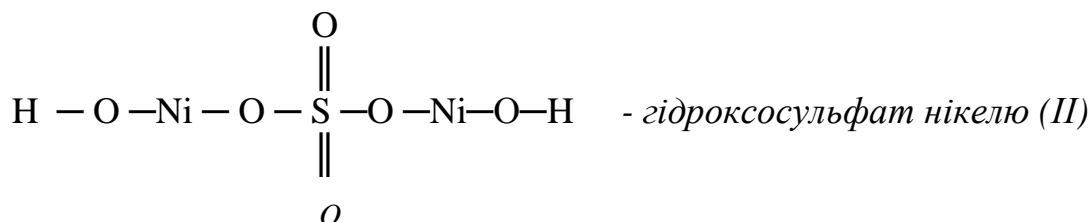
Розв'язання.

Cl — Ni — Cl - хлорид нікелю (II).

Ni = O -оксид нікелю



H — O — Ni — O — H – гідроксид нікелю



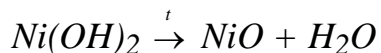
Завдання IV. Вказати гідроксиди. дати їм характеристику.

Приклад. Вказати гідроксиди у схемі



Розв'язання. Відповідно до варіантів такою речовиною є Ni(OH)<sub>2</sub> - гідроксид

нікелю (II), нерозчинний у воді, має світло-зелений колір. Ступінь окислення нікелю дорівнює +2, нижча з можливих, це вказує на більш основний характер сполуки. Нерозчинна у воді основа є слабким електролітом, дуже слабо дисоціює на іони, тому не змінює колір індикаторів, не взаємодіє з кислотними та амфотерними оксидами, а також солями. Взаємодіє з кислотами, розкладається під час нагрівання.



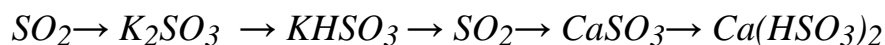
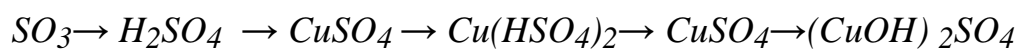
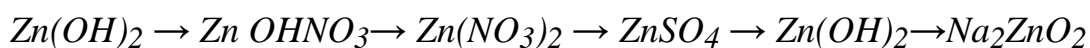
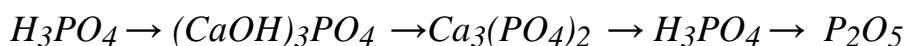
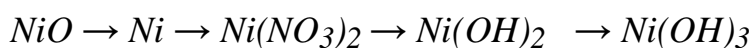
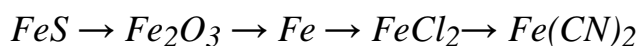
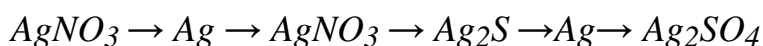
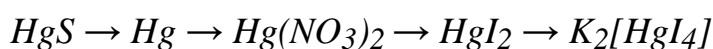
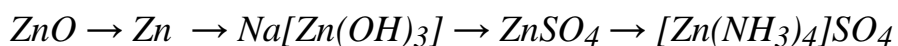
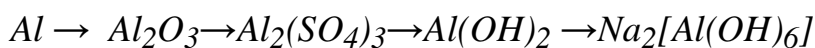
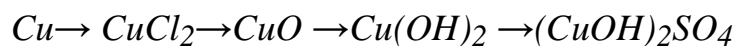
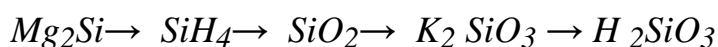
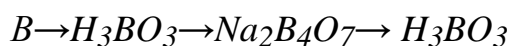
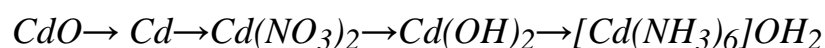
$Ni(OH)_2$  – не взаємодіє з киснем повітря.

$Ni(OH)_2$  – двокислотна основа – число гідроксигруп, зв'язаних з атомом металу, визначає кислотність основи.

## 2.4 Індивідуальні завдання II

### Індивідуальне завдання IV

1. Складіть схему перетворень в молекулярному, іонному виді.
2. Вказати до якого класу неорганічних сполук відносяться речовини у схемі
3. Дати назви речовинам, скласти графічні формули представникам кожного класу (за бажанням) якщо таких представників одного класу багато.
4. Вказати гідроксиди, дати їм характеристику.



$Be \rightarrow BeO \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(HSO_4)_2 \rightarrow BeSO_4$   
 $Be(OH)_2 \rightarrow BeOHNO_3 \rightarrow Be(NO_3)_2 \rightarrow BeO$   
 $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHNO_3$   
 $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$   
 $CaO \rightarrow Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHCl \rightarrow CaCl_2$   
 $FeS \rightarrow Fe(HS)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe_2O_3$   
 $N_2 \rightarrow NO \rightarrow HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbSO_4 \rightarrow Pb(HSO_4)_2$   
 $CuS \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2 \rightarrow Cu(OH)_2$   
 $KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KOH \rightarrow PbOHNO_3 \rightarrow Pb(OH)_2$   
 $Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgOHNO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(HCO_3)_2$   
 $Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Na_2ZnO_2$

### Індивідуальні завдання У

1. Скласти формули можливих гідроксидів, дати назву сполукам.
2. Записати графічні формули гідроксидів, вказати ступені окислення елементів.
3. Довести, як розподіляються гідроксиди, вказати їх основність чи кислотність, відношення до води.
4. За допомогою рівнянь реакцій довести хімічні властивості гідроксидів.
5. Вказати засоби отримання гідроксидів, розрахувати їх склад (%).

Варіант	Елементи			Варіант	Елементи		
1	Li	Mn	S	16	Fe	Be	Br
2	Be	P	Co	17	Hf	I	C
3	B	Fe	As	18	Bi	Cr	Cs
4	Na	N	F	19	Ba	F	Cl
5	K	V	Si	20	Zn	V	Ni
6	Cu	C	Co	21	Pt	Al	Ge
7	Zn	Se	Al	22	Sb	I	Os
8	Sn	Mg	Cl	23	Mg	Se	Cl
9	Cu	S	Sr	24	Na	Li	Tc
10	Ge	Ax	Ni	25	Zn	B	Br
11	Ag	C	Te	26	Pb	Cu	Cl
12	Cd	Rb	P	27	Sn	Ca	Cl
13	Te	W	Co	28	Te	I	Rb
14	B	Hg	Cl	29	Co	Re	S
15	Al	N	Os	30	Ba	Re	S

## Індивідуальні завдання УІ

- 1.Скласти формули середніх, кислих, основних солей.
- 2.Записати графічні формули та дати назви.
- 3.Вказати засоби отримання цих солей (рівняння хімічних реакцій писати у молекулярній, іонній формі).
- 4.Обчислити масову частку елементу у цих солях.

Варіант	Елементи		Варіант	Елементи	
1	<i>Al</i>	<i>Mn</i>	16	<i>N</i>	<i>Ba</i>
2	<i>Mg</i>	<i>Sb</i>	17	<i>Gr</i>	<i>S</i>
3	<i>Ag</i>	<i>V</i>	18	<i>Au</i>	<i>As</i>
4	<i>Be</i>	<i>Cl</i>	19	<i>Cr</i>	<i>Mg</i>
5	<i>I</i>	<i>Zn</i>	20	<i>Fe</i>	<i>Cu</i>
6	<i>Cd</i>	<i>Co</i>	21	<i>Co</i>	<i>Sb</i>
7	<i>Sn</i>	<i>Br</i>	22	<i>Ni</i>	<i>Ce</i>
8	<i>F</i>	<i>La</i>	23	<i>As</i>	<i>Na</i>
9	<i>Li</i>	<i>W</i>	24	<i>Ge</i>	<i>Ba</i>
10	<i>K</i>	<i>S</i>	25	<i>Pb</i>	<i>Hg</i>
11	<i>Si</i>	<i>Rb</i>	26	<i>Bi</i>	<i>S</i>
12	<i>C</i>	<i>Cs</i>	27	<i>Nb</i>	<i>Ca</i>
13	<i>Hg</i>	<i>F</i>	28	<i>Tc</i>	<i>St</i>
14	<i>P</i>	<i>Zn</i>	29	<i>Al</i>	<i>Tl</i>
15	<i>I</i>	<i>Ti</i>	30	<i>Se</i>	<i>Se</i>

### 3.Література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, Ірпінь. 1998.- 479 с.
2. Бутенко А.М., Булавін В.І. та ін. Загальна хімія. – К.: ІЗМН. 1997.- 392 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия. 1990.-720 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М.: Высшая школа. 1981.- 678 с.
5. Павлов Н.Н. Неорганическая химия – М.: Высшая школа. 1986. – 335 с.
6. Зубович И.А. Неорганическая химия – М.: Высшая школа. 1989. – 432 с.



Класи неорганічних сполук.

Методичні вказівки по виконанню практичних занять з навчальних дисциплін “Загальна і колоїдна хімія”, “Хімія” для студентів денної форми навчання за всіма спеціальностями.

/Укладачі: доц. канд. хім. наук Герасименко Г.І., ас. Шепеліна С.І.  
Одеса, ОДЕКУ, 2002р. - 47с.; укр. мова

---

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

Друк ПБП «ЕКОНОМІКА»  
Тел. (744-80-90)  
Свідоцтво № 68-р серія ДП  
49 000 м. Дніпропетровськ  
вул. Якова Самарського 7/9а  
Наклад 50 прим.