

## Лекція. 5.

### Тема. СИСТЕМАТИКА ТА НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

**Мета.** Ознайомитися із основними класами та номенклатурою неорганічних сполук, їх фізичними та хімічними властивостями і способами отримання.

#### Вступ.

Класифікація речовин передбачає об'єднання різноманітних та багато чисельних сполук (на даний час відомо більше 4 мільйонів хімічних сполук) в певні групи чи класи, які володіють подібними властивостями. Як класифікація, так і номенклатура хімічних сполук складалась на протязі століть, тому вони не завжди взаємопов'язані, а відображають історичний шлях розвитку науки. Наукові, науково-технічні та навчальні хімічні видавництва все ширше використовують міжнародну номенклатуру, розроблену Міжнародним союзом теоретичної і практичної хімії (ІЮПАК). В технічній літературі та лабораторній заводській практиці часто застосовують безсистемні, тривіальні назви, наприклад сода, їдкий натр, мідний купорос, соляна кислота. Крім того в ряді випадків виникає необхідність дати мінералогічну назву речовини.

Всі неорганічні речовини, які зустрічаються в природі, можна поділити на індивідуальні хімічні речовини (чисті речовини) та суміші речовин. Індивідуальні хімічні речовини поділяються, в свою чергу, на прості і складні. Простих речовин з урахуванням алотропних модифікацій елементів на даний час відомо біля 500. В свою чергу прості речовини поділяють на метали і неметали. До неметалів відносяться: благородні газы, галогени, халькогени (крім полонію), а також нітроген, фосфор, арсен, карбон, силіцій, бор, гідроген. Решта елементів відноситься до металів. Складні речовини поділяються на неорганічні та органічні.

Неорганічні сполуки розрізняють по складу (бінарні та багатоеlementні) і функціональним ознакам. До бінарних сполук (нараховується близько 10 тисяч) відносять сполуки елементів з оксисеном (оксиди), галогенами (галіди – фториди, хлориди, броміди, йодиди), халькогенами (халькогеніди – сульфіді, селеніди, телуриди), нітрогеном (нітриди), фосфором (фосфіди), карбоном (карбіди), силіцієм (силіциди), а також сполуки металів один з одним (інтерметаліди) та з гідрогеном (гідриди).

Серед багатоеlementних сполук виділяють гідроксиди (речовини, які містять гідроксидні групи -ОН), похідні гідроксидів – солі, а також комплексні сполуки, гідрати та кристалогідрати. Основи та оксигенвмісні кислоти можна розглядати як один клас – гідроксиди.

#### План.

1. Оксиди.
2. Основи.
3. Кислоти.
4. Амфотерні гідроксиди.
5. Солі.

#### Зміст лекції.

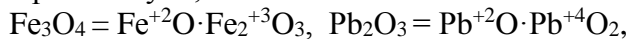
##### 1. Оксиди.

###### 1.1. Класифікація оксидів

**Оксиди** — бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окисдації мінус два (-2).

В оксидах атоми Оксигену (кисню) не пов'язані між собою. Сполуки елементів з Оксигеном, в яких є зв'язок між атомами Оксигену, називаються *пе-роксидами* ( $H-O-O-H$ ,  $Na-O-O-Na$ ).

До складу оксиду не повинен входити елемент в різних ступенях окиснення. Тому такі бінарні сполуки, як



в яких сполучений з Оксигеном елемент проявляє різні ступені окиснення, до звичайних оксидів не належать. Їх можна розглядати як солі  $Fe^{+2}(Fe^{+3}O_2)_2$  та  $Pb^{+2}(Pb^{+4}O_2)$  або подвійні оксиди. Сполука Флуору (фтору) з Оксигеном  $O^{+2}F_2$  також не належить до оксидів, через те, що містить Оксиген (кисень) в

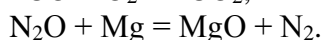
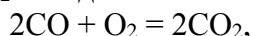
позитивному ступені окиснення +2.

За хімічним характером оксиди поділяють на **солетворні** та **несолетворні**.

**Солетворні** — це такі оксиди, які вступають у реакції, в результаті яких утворюються солі. Солетворні оксиди поділяються на кислотні, основні та амфотерні.



**Несолетворні оксиди** — це реакційноздатні сполуки, які вступають в хімічні реакції, але в результаті таких реакцій солі не утворюються. До них належать  $CO$ ,  $SiO$ ,  $NO$ ,  $N_2O$  та деякі інші. Наприклад:



**Назви оксидів.** В оксидах спочатку називають позитивно-заряджений елемент, після нього у дужках римськими цифрами зазначають ступінь його окиснення і додають слово **оксид**:

$Cr_2O_3$  — хром(III) оксид;

$N_2O_5$  — нітроген(V) оксид;

$CO$  — карбон(II) оксид.

Якщо для елемента характерний тільки один ступінь окиснення, тоді його не вказують:

$Na_2O$  — натрій оксид;

$B_2O_3$  — бор оксид.

**Основними** називаються оксиди **металів**, яким відповідають основи. До них належать оксиди елементів головних підгруп I та II груп (крім Берилію) Лантану, Аргентуму, а також перехідних металів в нижчих ступенях окиснення ( $FeO$ ,  $MnO$ ,  $NiO$ ).

Тип хімічного зв'язку в цих сполуках переважно іонний. За звичайних умов — це тверді речовини.

**Кислотними** називаються оксиди, яким відповідають кислоти. До них належать оксиди **неметалів** та оксиди **металів** у ступенях окиснення +5, +6, +7 ( $V_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $MoO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Елементи I та II груп кислотних оксидів не утворюють.

Тип хімічного зв'язку в них — ковалентний полярний. За звичайних умов кислотні оксиди бувають твердими ( $N_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ), рідкими ( $SO_3$ ,  $N_2O_3$ ) та газоподібними ( $Cl_2O$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$ ).

**Амфотерними** називаються оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди. Залежно від умов реакції амфотерні оксиди здатні проявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів. До них належать оксиди деяких металів головних підгруп та оксиди металів побічних підгруп, переважно в проміжних ступенях окиснення ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $PbO$ ,  $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $SnO$ ).

Тип хімічного зв'язку в амфотерних оксидах ковалентний полярний або іонний. Амфотерні оксиди за звичайних умов – тверді речовини.

Хімічний характер **вищих** оксидів (оксидів, у яких ступінь окиснення елементу відповідає номеру групи) залежить від положення елементу в періодичній системі Д. І. Менделєєва.

У межах малих періодів і рядів великих періодів із збільшенням порядкового номера елементу характер вищих оксидів змінюється від основних через амфотерні до кислотних. У межах підгруп із зростанням порядкового номера посилюються основні властивості. Якщо метал утворює кілька оксидів, то, як правило, нижчий оксид є основним, вищий – кислотним, а з проміжним ступенем окиснення елементу – амфотерним.

Типові метали утворюють оксиди з іонним зв'язком. З послабленням металічних властивостей елементів спостерігається перехід типу хімічного зв'язку в оксидах від іонного до ковалентного полярного із поступовим зменшенням ступеня полярності. Таким чином, чим більше зв'язок елементу з киснем наближається до ковалентного, тим сильніше виявляються кислотні властивості відповідних оксидів.

У періодах зі зростанням порядкового номера елементу зменшується радіус та збільшується його ступінь окиснення у вищих оксидах. Це призводить до зменшення ступеня полярності зв'язку E–O і посилення кислотних властивостей. У підгрупах із збільшенням порядкового номера елементу спостерігається зростання радіусу атома при сталому ступені окиснення. Внаслідок цього відбувається посилення полярності зв'язку E–O та основних властивостей оксидів.

**Таким чином, якщо поділити періодичну систему на дві частини умовною діагоналлю від Берилію до Астату, то вищі оксиди елементів, що розташовані вище діагоналі, як правило, виявляють кислотні властивості, тоді як оксиди елементів, які розташовані нижче від діагоналі – основні, а оксиди елементів, що розміщуються на діагоналі чи близько від неї, можуть проявляти амфотерні властивості.**

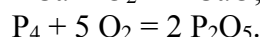
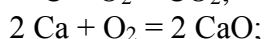
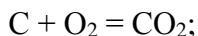
У ряду оксидів *одного елементу* із зростанням ступеня окиснення атома елементу зменшується його радіус, внаслідок чого тип хімічного зв'язку змінюється від іонного до ковалентного полярного. Тому оксиди елементів з **нижчим ступенем окиснення** проявляють **основні властивості**, з **вищим – кислотні**, а з **проміжним – амфотерні**. Так, наприклад:

Основні оксиди	Амфотерні оксиди	Кислотні оксиди
Mn <sup>+2</sup> O	Mn <sup>+4</sup> O <sub>2</sub>	Mn <sub>2</sub> <sup>+7</sup> O <sub>7</sub>
Cr <sup>+2</sup> O	Cr <sub>2</sub> <sup>+3</sup> O <sub>3</sub>	Cr <sup>+6</sup> O <sub>3</sub>
V <sup>+2</sup> O	V <sup>+4</sup> O <sub>2</sub>	V <sub>2</sub> <sup>+5</sup> O <sub>5</sub>
Fe <sup>+2</sup> O	Fe <sub>2</sub> <sup>+3</sup> O <sub>3</sub>	[Fe <sup>+6</sup> O <sub>3</sub> ]*

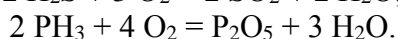
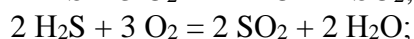
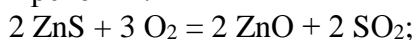
\* – оксиду такого складу не добуто, проте добуто солі Na<sub>2</sub>Fe<sup>+6</sup>O<sub>4</sub>.

## 1.2. Способи добування оксидів

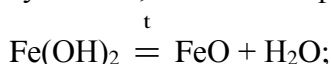
1. При взаємодії простих речовин з киснем:

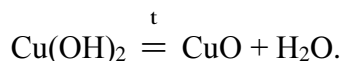
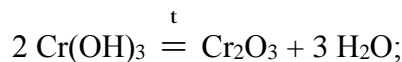
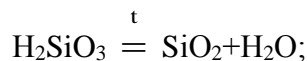


2. При спалюванні складних речовин:

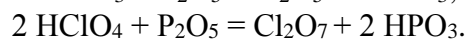
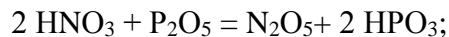


3. У результаті реакцій розкладу кислот, основ та амфотерних гідроксидів:

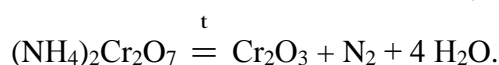
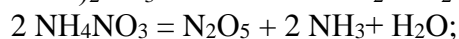
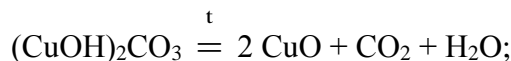
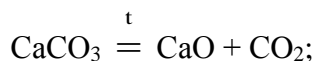




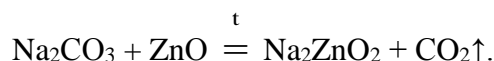
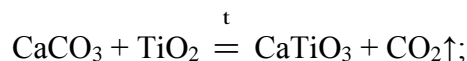
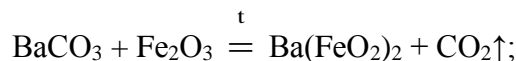
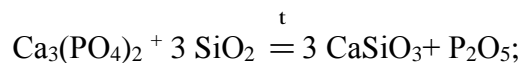
4. Для одержання нестійких кислотних оксидів на кислоти діють речовинами, здатними віднімати воду:



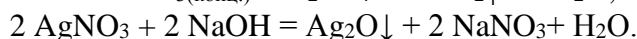
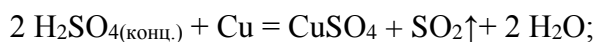
5. Розклад солей оксигеновмісних (кисневмісних) кислот.



6. Взаємодія солей з оксидами:



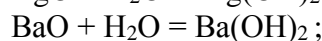
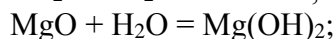
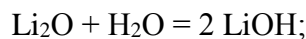
7. Інші реакції:



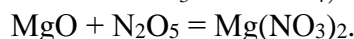
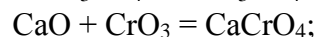
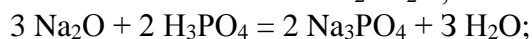
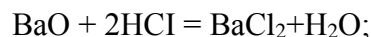
### 1.3. Хімічні властивості оксидів

#### Основні оксиди

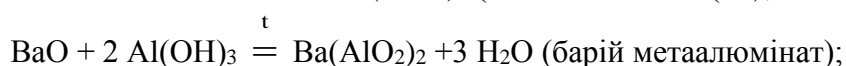
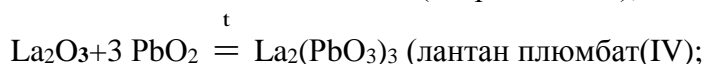
1. Більшість основних оксидів з водою не взаємодіє, лише оксиди активних металів при взаємодії з водою утворюють основи:

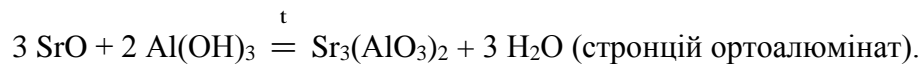


2. Основні оксиди взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:



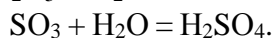
3. При стопленні основні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами, які виявляють при цьому свої кислотні властивості, а елементи, якими вони утворені, входять до складу кислотного залишку:





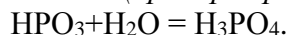
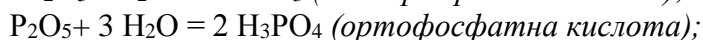
### Кислотні оксиди

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою з утворенням кислот



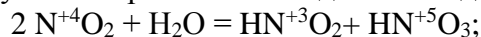
Тому кислотні оксиди називають ще **ангідридами кислот**.

Елементи третього та вищих періодів, а також бору, можуть утворювати як метаформи кислот (тобто кислот, утворених приєднанням однієї молекули води до формули кислотного оксиду), так і орто-форми кислот (утворених приєднанням більш ніж однієї молекули води до формули кислотного оксиду). Причому орто-форми кислот виявляються більш характерними. Це зумовлюється тим, що такі елементи мають більший радіус і, внаслідок цього, можуть утримувати більшу кількість ОН-груп навколо атому кислотоутворюючого елемента. Наприклад,

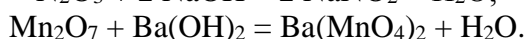
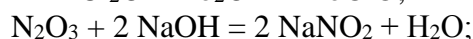
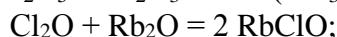
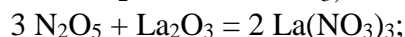


**Слід запам'ятати, що утворення ортофосфатної кислоти та її солей характерніше в хімії фосфору, тому саме ортофосфати та відповідна кислота утворюється в переважній більшості хімічних реакцій.**

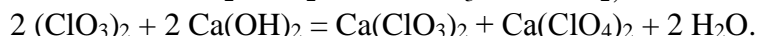
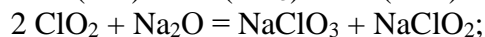
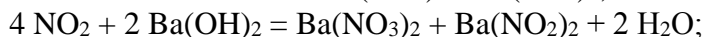
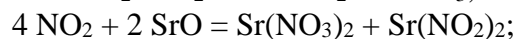
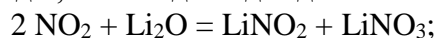
При взаємодії деяких кислотних оксидів з водою утворюються одночасно **дві кислоти**. Такі кислотні оксиди називають **змішаними ангідридами двох кислот**. При цьому ступінь окиснення кислотоутворюючого елемента в одній із кислот на одиницю знижується, а в іншій – підвищується порівняно з вихідним оксидом. Наприклад,



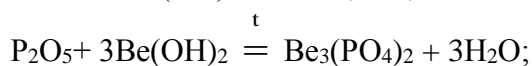
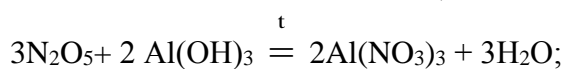
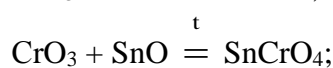
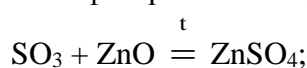
2. Кислотні оксиди взаємодіють з основами та основними оксидами з утворенням солей:



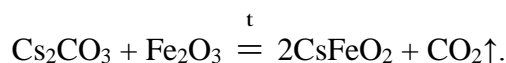
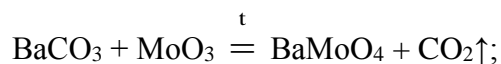
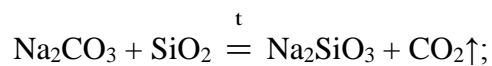
У реакціях кислотних оксидів, яким відповідає дві кислоти, утворюється дві солі:



3. Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами:



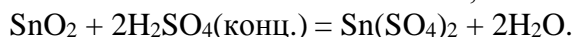
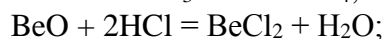
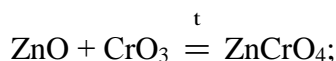
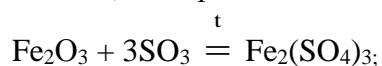
4. При стопленні кислотні оксиди здатні витіснити більш легкі кислотні оксиди з солей:



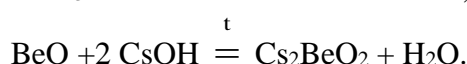
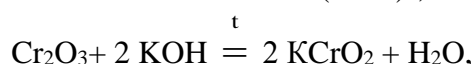
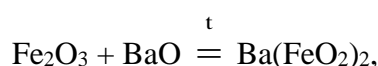
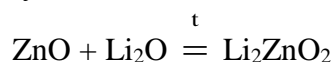
### Амфотерні оксиди

1. З водою, як правило, не взаємодіють.

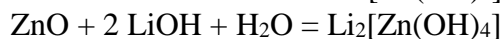
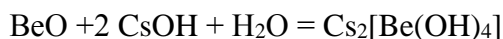
2. Майже не взаємодіють з розведеними кислотами, а з концентрованими кислотами та при стопленні з кислотними оксидами амфотерні оксиди ведуть себе так, як основні. Елемент, що утворює такий оксид, в одержаній солі входить до складу катіона:



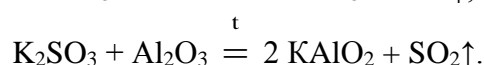
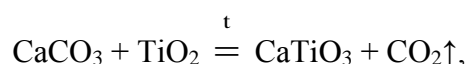
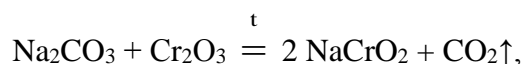
3. При взаємодії з основами та основними оксидами вони проявляють кислотні властивості, а елемент, який входить до складу амфотерного оксиду в утвореній солі входить до складу кислотного залишку:



У водному розчині спостерігається утворення розчинних у воді гідроксо-комплексів:

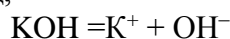


4. При стопленні здатні витіснити легкі кислотні оксиди з солей:



## 2. Основи.

**Основами** називаються гідрати основних оксидів. З погляду електролітичної дисоціації основами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид аніонів – гідроксид-іони. Наприклад,



Саме наявність іонів  $\text{OH}^-$  у розчинах основ зумовлює їхні властивості. До складу основ входить іон металу (чи група атомів, що відіграє роль іона металу, наприклад, амоній  $\text{NH}_4^+$ ) та гідроксид-іони, кількість яких дорівнює валентності металу  $n$ . Загальна формула  $\text{E}(\text{OH})_n$ .

Кількість гідроксид-іонів, які здатні заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, визначає **кислотність основи**. Так,  $\text{KOH}$  – однокислотна,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – двокислотна,  $\text{La}(\text{OH})_3$  – трикислотна основа.

Назви основ утворюються з назви катіона, за якою в дужках римськими літерами йде ступінь окиснення елемента, і слова *гідроксид*:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  – ферум(II) гідроксид;  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  – нікель(II) гідроксид.

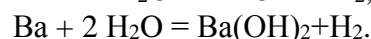
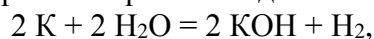
Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення, то його не зазначають:

$\text{NaOH}$  – натрій гідроксид;  $\text{La}(\text{OH})_3$  – лантан гідроксид.

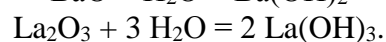
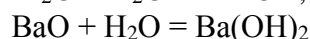
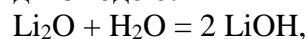
Розчинні у воді сильні основи називаються *лугами*. Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Розчинною у воді є також слабка основа  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Майже всі інші основи нерозчинні у воді.

### 2.1. Добування основ

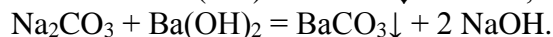
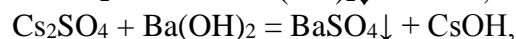
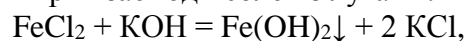
1. Розчинні основи можна отримати при взаємодії активних металів з водою:



2. При взаємодії основних оксидів з водою:

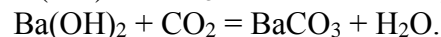
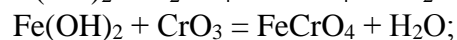
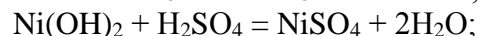
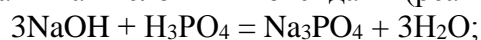


3. Основи можна отримати при взаємодії солей з лугами:

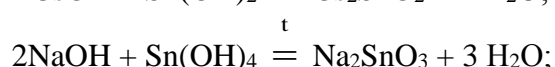
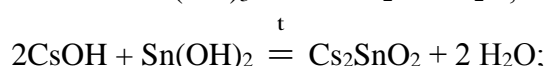
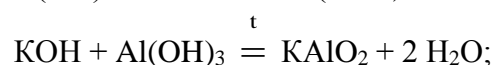
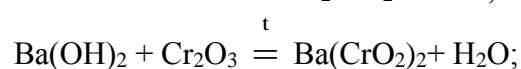
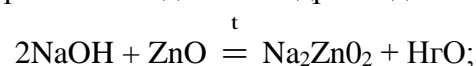


### 2.2. Хімічні властивості основ

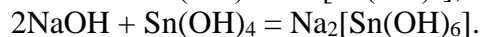
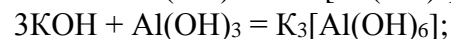
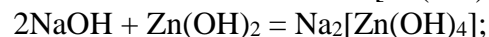
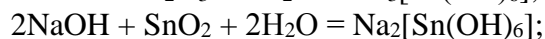
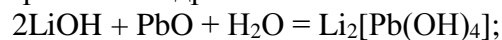
1. Взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами (реакція нейтралізації):



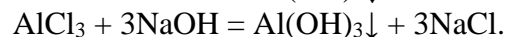
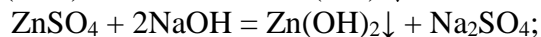
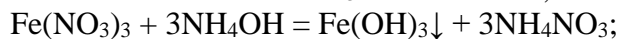
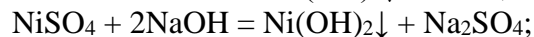
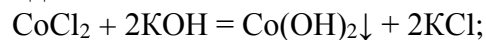
2. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами при стопленні;



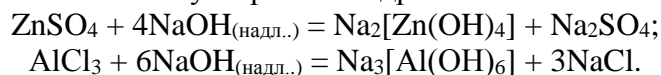
а у водному розчині утворюються гідроксокомплекси:



3. Розчинні основи взаємодіють із солями:



В двох останніх реакціях за наявності надлишку розчинної основи утворений амфотерний гідроксид розчиняється з утворенням гідросокомплексів:

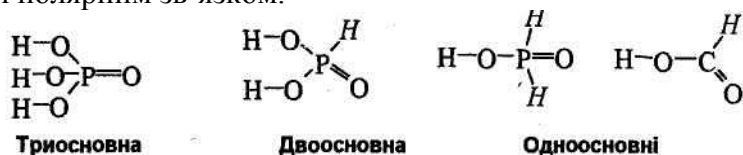


### 3. Кислоти.

**Кислотами** називаються сполуки, що містять атоми Гідрогену (водню), які здатні заміщуватись на метал (або металоподібну групу атомів, наприклад  $\text{NH}_3$ ) і утворювати при цьому солі. З погляду електролітичної дисоціації кислотами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид катіонів – іони гідрогену (водню)  $\text{H}^+$ . Наприклад,  $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ . До складу кислот входять катіони гідрогену (водню) та кислотний залишок. Кислоти, які повністю дисоціюють у водному розчині з відщепленням  $\text{H}^+$  належать до сильних. Кислоти, які дисоціюють частково, відносять до слабких. Саме наявність іонів гідрогену (водню)  $\text{H}^+$  у розчинах кислот обумовлює їх властивості (кислий смак, здатність змінювати забарвлення індикаторів).

**Основність кислоти** визначається кількістю атомів гідрогену (водню), які здатні заміщуватись на метал (чи металоподібну групу атомів) з утворенням солей. Так,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  – одноосновні,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – двоосновні,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  – триосновні кислоти.

У деяких кислотах не всі атоми гідрогену (водню) здатні заміщуватись на метал, а лише ті, які пов'язані полярним зв'язком.



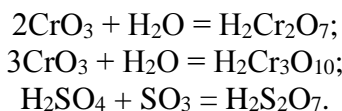
Зв'язки  $P-H$  та  $C-H$  (атоми  $H$  позначені курсивом) – малополярні, оскільки електронегативності атомів (наведені в дужках)  $H$  (2,2),  $P$  (2,1) і  $C$  (2,5) дуже близькі за значеннями, тому атоми гідрогену, пов'язані з фосфором та карбоном, не здатні заміщуватись на метал.

Група атомів, що залишається після відщеплення від молекули кислоти іонів гідрогену, називається **кислотним залишком**.

За хімічним складом кислоти поділяють на кисневмісні ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) та безкисневі ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ). Кисневмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів. Тому кислотні оксиди також називають **ангідридами кислот**.

Крім звичайних кислот, до складу яких входить тільки один атом кислотоутворюючого елемента, існують також **полікислоти**, до складу яких входить більш ніж один атом кислотоутворюючого елемента. Якщо в таких кислотах всі атоми кислотоутворюючого елемента однакові, то їх називають **ізополікислоти**, а якщо різні – **гетерополікислоти**.

**Ізополікислоти** можна розглядати як продукт взаємодії однієї молекули води з кількома молекулами кислотного оксиду, або кисневмісної кислоти з відповідним кислотним оксидом, наприклад:



Ізополікислоти можна уявити як продукт часткового або повного заміщення атомів кисню кисневмісної кислоти на кислотні залишки тієї ж самої кислоти із зарядом – 2, що дорівнює ступеню окиснення заміщованого атому кисню. Наприклад:

Звичайна кислота	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_4$
------------------	--------------------------	-------------------------



Приклади ізополікислот	$H_2Cr_2O_7 = H_2CrO_3(CrO_4)$ $H_2Cr_3O_{10} = H_2CrO_2(CrO_4)_2$ $H_2Cr_5O_{16} = H_2Cr(CrO_4)_4$	$H_4P_2O_7 = H_3PO_3(HPO_4)$ $H_5P_3O_{10} = H_3PO_2(HPO_4)_2$
------------------------	---	--

**Гетерополікислоти** можна розглядати як продукт часткового або повного заміщення атомів кисню ( $O^{2-}$ ) звичайних кислот на кислотні залишки інших кислот, як правило  $Mo_3O_{10}^{2-}$ ,  $W_3O_{10}^{2-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $O_2^{2-}$  ( $-O-O-^{2-}$ ) та інші, наприклад:

Звичайна кислота	$H_3AsO_4$	$H_3PO_4$	$H_4SiO_4$	$H_2SO_4$	$H_2SO_4$
Кислотний залишок іншої кислоти	$S^{2-}$	$Mo_3O_{10}^{2-}$	$W_3O_{10}^{2-}$	$S^{2-}$	$O_2^{2-}$
Гетерополікислоти	$H_3AsS_4$	$H_3P(Mo_{10})_4$	$H_4Si(W_3O_{10})_4$	$H_2S_2O_3$	$H_2SO_5$

**Назви кислот.** Назви кислот складаються з назв кислотних залишків та слова **кислота**. Назви одноелементних кислотних залишків складаються з коренів назв елементів із суфіксом -ид (-ід):

$HCl$  – хлоридна кислота;  $H_2S$  – сульфідна кислота.

Назви багатоатомних аніонів складаються з коренів назв кислотоутворюючих елементів з суфіксом -ат і ступеня окиснення елемента римськими цифрами в дужках:

$H_2SO_4$  – сульфатна (VI) кислота;

$H_2SO_3$  – сульфатна (IV) кислота (сульфітна кислота);

$HNO_3$  – нітратна (V) кислота;

$HNO_2$  – нітратна (III) кислота (нітритна кислота);

$HClO$  – хлоратна (I) кислота (гіпохлоритна кислота).

**Назви ізополікислот** утворюють із назв відповідних кисневмісних кислот з додаванням префіксів **ди-**, **три-**, **тетра-**, та інших, які вказують на кількість атомів кислотоутворюючого елемента в молекулі ізополікислоти:

$H_4P_2O_7$  – дифосфатна кислота;

$H_2Cr_3O_{10}$  – трихроматна кислота;

$H_2B_4O_7$  – тетраборатна кислота.

**Назви гетерополікислот** утворюють із назв відповідних кисневмісних кислот, в яких вказують кількість і назву залишків іншої кислоти, що замінили атоми кисню у вихідній. Наприклад:

$H_3P(Mo_3O_{10})_4$  – тетратримолібдатоортофосфатна кислота;

$H_3AsS_4$  – тетратіоортоарсенатна кислота;

$H_2SO_5$  – пероксосульфатна кислота.

**Сила кислот.** **Сила безкисневих кислот**  $H_nE$  визначається положенням кислотоутворюючого елемента (E) в Періодичній системі Д.І.Менделєєва. **В періодах** спостерігається наростання сили безкисневих кислот із зростанням порядкового номера елемента зліва направо.

$NH_3$     $H_2O$     $HF$

—————→  
 $PH_3$     $H_2S$     $HCl$

Зростання сили кислот в періоді

Цей факт пояснюється зростанням ступеню полярності зв'язку E–H із зростанням ступеню окиснення та електронегативності елемента, що призводить до полегшення дисоціації із відщепленням іона водню.

В підгрупах наростання сили безкисневих кислот спостерігається із зростанням порядкового номера елемента донизу. Це можна пояснити тим, що в цьому напрямі відбувається значне збільшення радіусів елементів, що призводить до значного зменшення міцності зв'язку E–H, в результаті чого полегшується дисоціація у розчині



Зростання сили кислот в підгрупі

### 3.1. Сила оксигенвмісних кислот

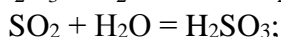
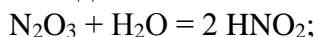
Експериментально було встановлено, що кисневмісні кислоти за силою можна поділити на 4 групи.

1 група	2 група	3 група	4 група
$\text{E}(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_n$	$\text{EO}(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+1}$	$\text{EO}_2(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+2}$	$\text{EO}_3(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+3}$
$\text{HClO}$ $\text{HBrO}$ $\text{HIO}$ $\text{H}_3\text{AsO}_3$ $\text{H}_4\text{GeO}_4$ $\text{H}_6\text{TeO}_6$	$\text{HClO}_2$ $\text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{SeO}_3$ $\text{H}_2\text{TeO}_3$ $\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{H}_3\text{AsO}_4$	$\text{HClO}_3$ $\text{HIO}_3$ $\text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{SeO}_4$	$\text{HClO}_4$
Слабка кислота	Середня кислота	Сильна кислота	Дуже сильна кислота

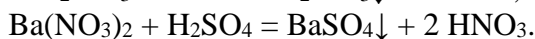
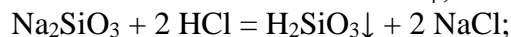
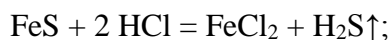
В першій групі всі кисневі атоми пов'язані з атомами водню (E–O–H), а в кожній наступній групі в молекулі кислоти з'являється по одному негідроксильному атому кисню. У відповідності із збільшенням числа негідроксильних атомів кисню відбувається збільшення сили кислоти. В той самий час, якщо кислоти належать до однієї групи, то сильнішою буде та кислота, яка утворена більш електронегативним елементом із більш яскраво вираженими неме-талічними властивостями. Наприклад, в ряду  $\text{HClO}$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{HIO}$  спостерігається зменшення кислотних властивостей.

### 3.2. Добування кислот

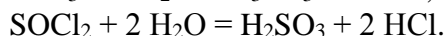
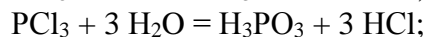
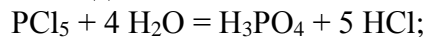
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:



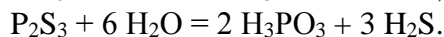
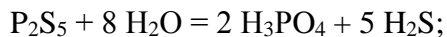
2. Взаємодія кислот з солями:



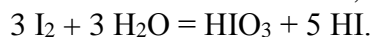
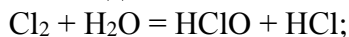
3. Взаємодія галогенангідридів з водою. У таких реакціях, крім кисневмісної кислоти, утворюється також галогеноводнева:



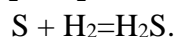
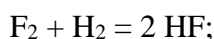
4. Взаємодія тіоангідридів з водою. В таких реакціях, крім кисневмісної кислоти, утворюється також сірководнева кислота:



5. Взаємодія активних неметалів з водою:

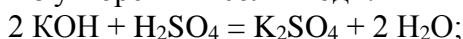


6. Сполучення неметалів з воднем:

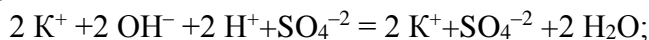


### 3.3. Хімічні властивості кислот

1. Взаємодіють з основами з утворенням солі і води:

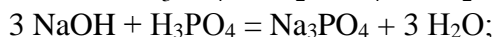
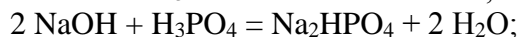
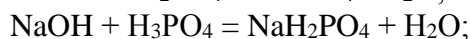
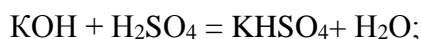


в іонному вигляді:

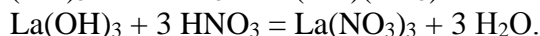


тобто незалежно від того, яка саме кислота і яка саме основа вступили в реакцію, суть реакції нейтралізації зводиться до утворення молекул води з катіонів Гідрогену (водню) та гідроксид-аніонів. При цьому зникають кислотні властивості, зумовлені наявністю іонів  $\text{H}^+$  кислоти, та основні, зумовлені наявністю іонів  $\text{OH}^-$  лугу. В результаті реакції сильної кислоти із сильною основою утворюється нейтральний розчин, звідки й назва - **реакція нейтралізації**.

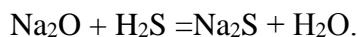
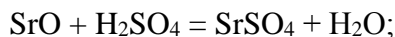
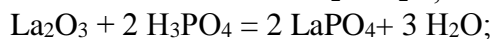
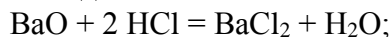
Якщо в реакцію вступає багатоосновна кислота або багатокислотна основа, то в залежності від співвідношення реагентів, крім середніх солей можуть також утворюватись кислі:



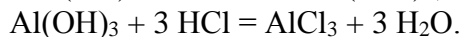
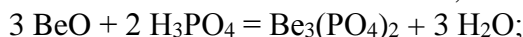
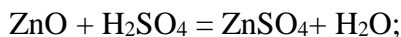
або основні солі:



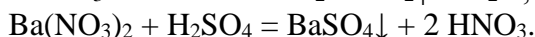
2. Взаємодіють з основними оксидами:



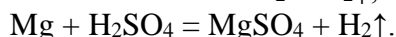
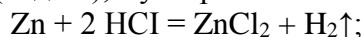
3. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами. Амфотерні сполуки в таких реакціях виявляють основну функцію, а елемент, яким вони утворені, входить до складу катіону у формулі утвореної солі:



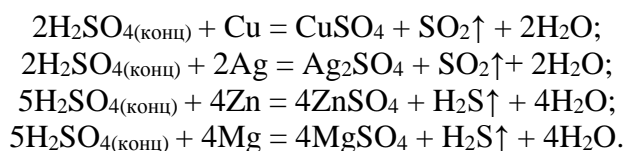
4. Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції утворюються слабкіші основи або випадає осад:



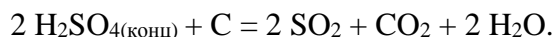
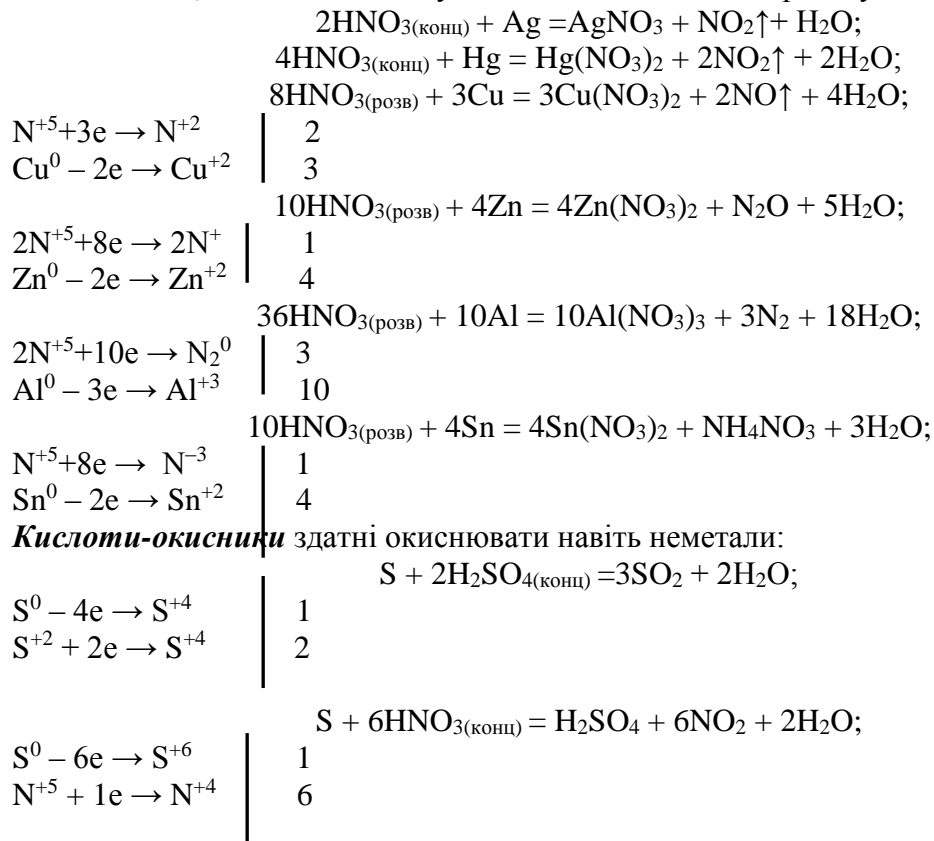
5. Чимало кислот взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг знаходяться ліворуч від Гідрогену (водню), з утворенням солі та витісненням водню.



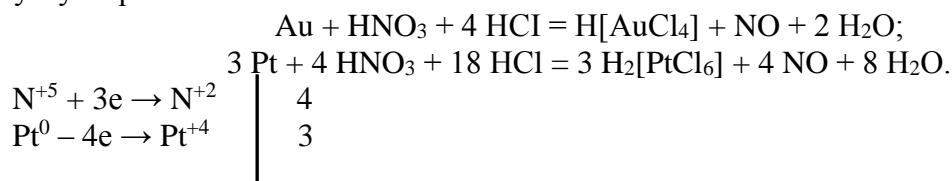
*Кислоти-окисники* - азотна кислота  $\text{HNO}_3$ , концентрована сірчана кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а також кисневмісні сполуки галогенів  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_3$  при взаємодії з металами ніколи не виділяють водню. Вони здатні окиснювати також метали, які в електрохімічному ряді напруг стоять праворуч від Гідрогену. У результаті таких реакцій утворюються продукти відновлення кислотоутворюючого елемента. Причому, чим більше активний метал, тим глибше відбувається відновлення кислотоутворюючого елемента.



У випадку реакції з нітратною кислотою на продукти реакції впливає також концентрація кислоти. Чим більш розведеною є нітратна кислота і чим активнішим є метал, з яким вона взаємодіє, тим глибше відбувається відновлення Нітрогену:



Суміш одного об'єму концентрованої нітратної кислоти та трьох об'ємів концентрованої хлоридної кислоти (царська вода) здатна окиснювати навіть золото і платину з утворенням комплексних кислот



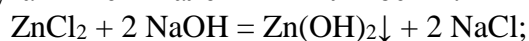
#### 4. Амфотерні гідроксиди.

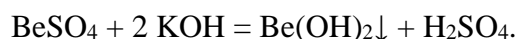
*Амфотерні гідроксиди* - це гідрати амфотерних оксидів, які проявляють слабкі основні та слабкі кислотні властивості. З погляду електролітичної дисоціації амфотерними називають такі гідроксиди, які при дисоціації утворюють одночасно і катіони Гідрогену (водню)  $\text{H}^+$ , і гідроксид-іони  $\text{OH}^-$ . Прикладами можуть бути:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Амфотерні гідроксиди важко розчинні в воді.

Назви амфотерних гідроксидів утворюються так само, як і назви основ, наприклад:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  - цинк гідроксид,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  - хром(III) гідроксид.

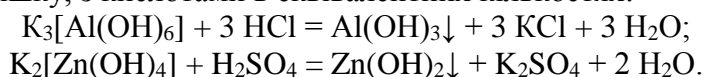
##### 4.1. Добування амфотерних гідроксидів

1. Взаємодія солей з лугами в еквівалентних кількостях:





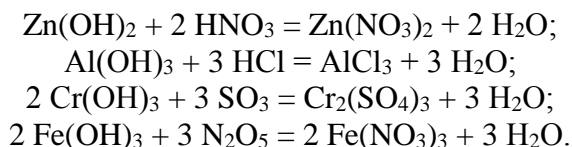
2. Взаємодія солей, де елемент, якому відповідає амфотерний гідроксид, входить до складу кислотного залишку, з кислотами в еквівалентних кількостях:



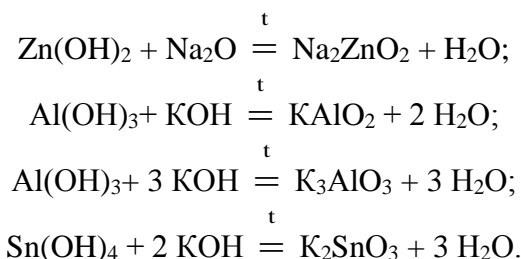
Дані реакції можна розглядати як реакції витіснення сильною кислотою слабкої кислоти з її солей. При дії надлишку кислоти амфотерний гідроксид утворює сіль.

#### 4.2. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

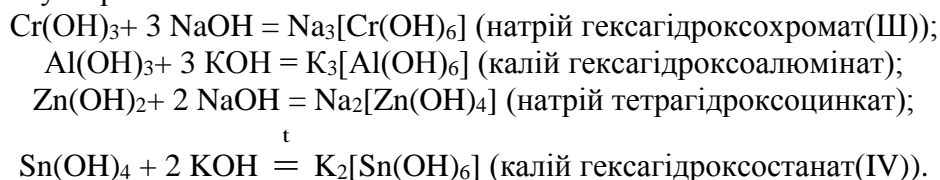
1. Виявляють основні властивості при взаємодії з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей. В останніх елемент амфотерного гідроксиду входить до складу катіона:



2. Виявляють кислотні властивості при взаємодії з основами та основними оксидами. При цьому утворюються солі, в яких елемент амфотерного гідроксиду входить до складу кислотного залишку:



У розчині утворюються комплексні солі:



#### 5. Солі.

**Солі** – кристалічні речовини, які можна розглядати як продукти заміщення атомів Гідрогену (водню) кислоти (амфотерних гідроксидів) на метал або гідроксильних груп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки.

У світлі теорії електролітичної дисоціації солями називають електроліти, які дисоціюють на катіони металу (чи металопоподібної групи) та аніони кислотного залишку. Солі розподіляють на **середні, кислі, основні**.

**Середні солі** – це продукти **повного** заміщення атомів Гідрогену (водню) в кислоті на метал (чи металопоподібну групу) ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ).

**Кислі солі** – це продукти **неповного** заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал (металопоподібну групу). Утворення кислих солей характерне тільки для багатоосновних кислот ( $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{KHSO}_4$ ).

**Основні солі** – продукти **неповного** заміщення гідроксогруп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки. Утворення основних солей характерне тільки для багатокислотних основ ( $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ ).

**Назви солей.** Назви **середніх** солей утворюють з назв катіонів і аніонів із зазначенням ступенів окиснення катіона та кислотоутворюючого елемента, де є така необхідність;

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  – ферум (III) нітрат;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  - натрій сульфат.

**Кислі солі** називають так само, як і середні, але з додаванням до назви аніона префікса *гідро-*, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

$\text{KHCO}_3$  – калій гідрокарбонат;

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

**Основні солі** називають так, як і середні, з додаванням до назви аніона слова *гідрокси-*, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

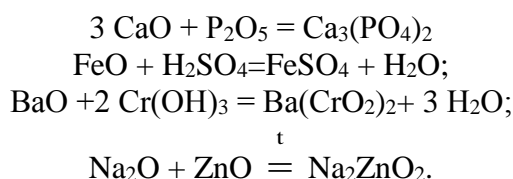
$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$  – магній гідроксохлорид;

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  – алюміній дигідроксонітрат.

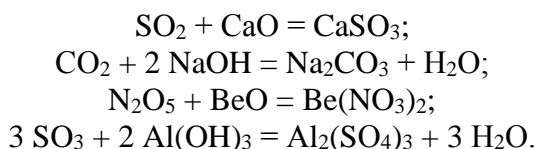
### 5.1. Добування солей

Способів добування солей існує дуже багато. При розгляданні хімічних властивостей оксидів, основ, кислот та амфотерних гідроксидів в переважній більшості реакцій утворюються солі.

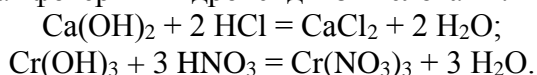
1. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами і кислотами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



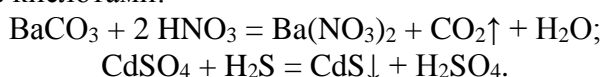
2. Взаємодія кислотних оксидів з основами і основними оксидами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



3. Взаємодія основ та амфотерних гідроксидів з кислотами:



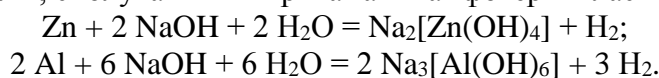
4. Взаємодія солей з кислотами:



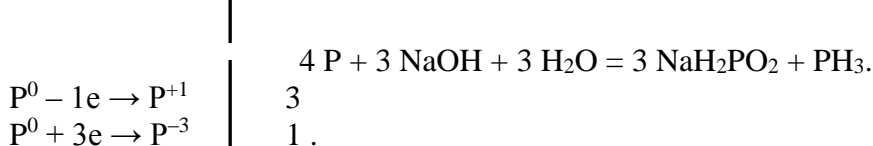
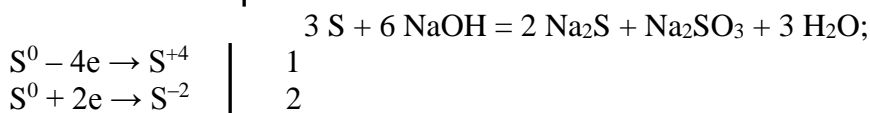
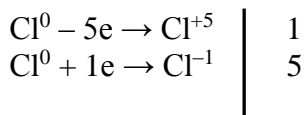
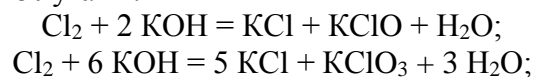
5. Взаємодія солей з основами:



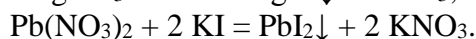
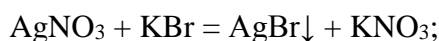
6. Взаємодія металів, сполукам яких притаманні амфотерні властивості, з лугами:



7. Взаємодія неметалів з лугами:

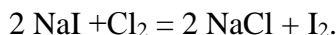


8. Взаємодія між солями:

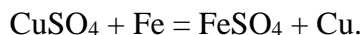


9. Взаємодія металів з кислотами:  $\text{Mg} + 2 \text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ .

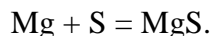
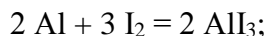
10. Витіснення неметалів із солей активнішими неметалами:



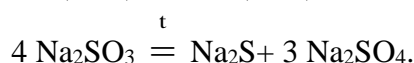
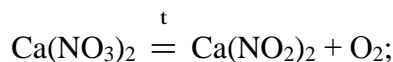
11. Витіснення металів із солей активнішими металами:



12. Взаємодія простих речовин:

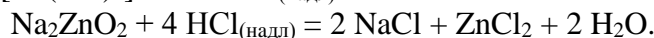
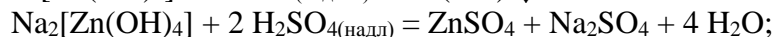
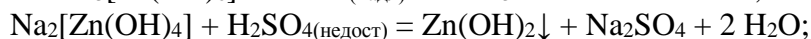
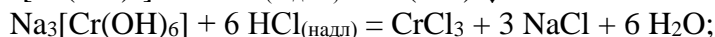
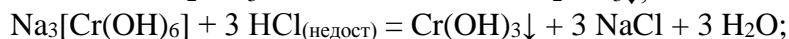
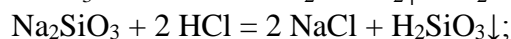
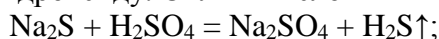


13. Термічні перетворення солей:

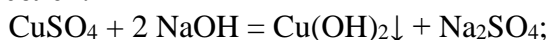


## 5.2. Хімічні властивості солей

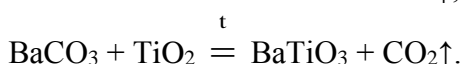
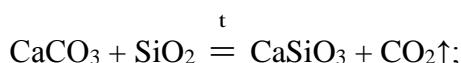
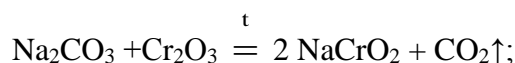
1 Солі в еквівалентних кількостях взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти чи амфотерного гідроксиду. Сильні кислоти витісняють слабкі із солей.



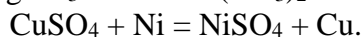
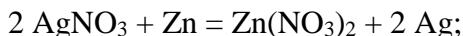
2 Взаємодіють з розчинами лугів з утворенням нової основи і нової солі. Сильні основи витісняють слабші із солей:



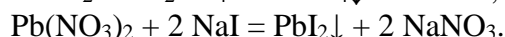
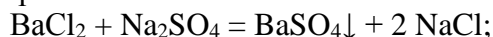
3 Солі, утворені леткими оксидами, при нагріванні взаємодіють з менш леткими кислотними чи амфотерними оксидами:



4 Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг стоять ліворуч, ніж метали, якими утворена сіль. Активніші метали витісняють менш активні із солей:

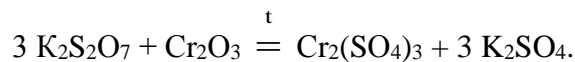
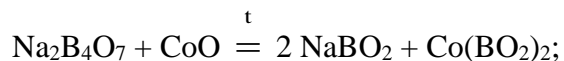


5 За реакціями обміну взаємодіють у водних розчинах між собою з утворенням нових солей, переважно погано розчинних:

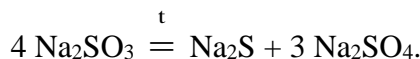
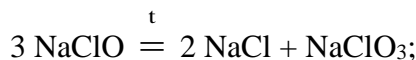


6 Солі ізополікислот виявляють кислотні властивості, оскільки до їх складу входить більше кислотного оксиду, ніж необхідно для утворення середньої солі. Наприклад  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$  можна розглядати як продукт приєднання кислотного оксиду  $\text{SO}_3$  до  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Солі ізополікислот взаємодіють з основами та основними оксидами, а також з амфотерними оксидами та гідроксидами з утворенням звичайних солей:

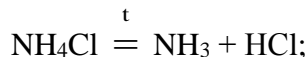




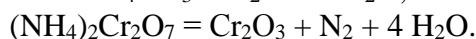
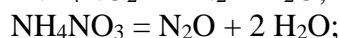
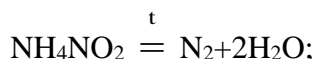
7 При нагріванні багато солей розкладаються за реакціями диспропорціонування:



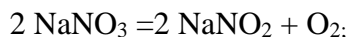
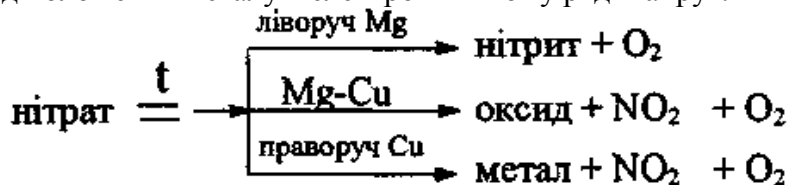
Солі амонію можуть розкладатися із виділенням аміаку;



або продуктів окиснення азоту:



Нітрати металів при нагріванні розкладаються, причому продукти розкладу залежать від положення металу в електрохімічному ряді напруг:



## Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: Навч. пос. Для студентів нехім. спец. – К.: ВПЦ «Київський університет», 2003. – 39 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.-техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
4. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.

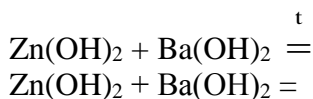
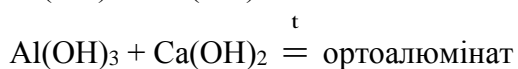
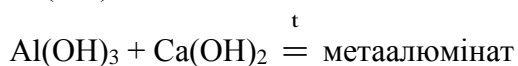
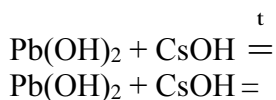
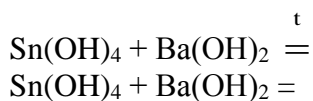
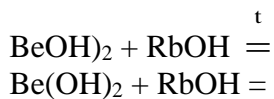


7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедєв.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

### Запитання для самоперевірки.

1. Як можна за положенням елемента в періодичній системі визначити хімічну природу його оксиду?
2. Які з перелічених оксидів належать до кислотних, основних та амфотерних:  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?
3. Як залежать кислотно-основні властивості оксидів від характеру хімічного зв'язку в сполуках і чому?
4. Напишіть формули кислот, які відповідають зазначеним ангідридам:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{ClO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ .
5. Закінчіть рівняння реакцій між оксидами:
  - $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{CaO} =$
  - $\text{ClO}_3 + \text{SrO} =$
  - $\text{NO}_2 + \text{BaO} =$
  - $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{BaO} =$
  - $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{ClO}_3 =$
  - $\text{SO}_3 + \text{CaO} =$
  - $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{MgO} =$
  - $\text{ClO}_2 + \text{MgO} =$
  - $\text{SO}_3 + \text{Li}_2\text{O} =$
  - $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{CaO} =$
  - $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{CaO} =$
  - $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} =$

6. З якими з перелічених речовин взаємодіє KOH: BeO, CaO, La(OH)<sub>3</sub>, Li<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O, NO<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, BaO, Fe(OH)<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>. Наведіть відповідні рівняння реакцій.
7. Напишіть рівняння реакцій, які доводять кислотний характер таких оксидів: SeO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, ClO<sub>3</sub>.
8. З якими з перелічених речовин взаємодіє HCl: ZnO, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, SrO, Fe(OH)<sub>3</sub>, Rb<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O, CaO, Co(OH)<sub>2</sub>, ClO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
9. Закінчіть рівняння реакцій.
- $$\begin{aligned} \text{N}_2\text{O}_5 + \text{Sr}(\text{OH})_2 &= \\ \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 &= \\ \text{Cl}_2\text{O} + \text{Ba}(\text{OH})_2 &= \\ (\text{ClO}_3)_2 + \text{KOH} &= \\ \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KOH} &= \\ \text{BeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 &= \\ \text{ZnO} + \text{NaOH} &= \\ \text{ZnO} + \text{HNO}_3 &= \\ \text{ZnO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} &= \\ \text{ClO}_2 + \text{LiOH} &= \\ \text{ZnO} + \text{Na}_2\text{CO}_3 &= \\ \text{NO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 &= \end{aligned}$$
10. Написати формули ангідридів наведених кислот: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HClO, HMnO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.
11. Що таке кислоти-окисники? Навести приклади хімічних реакцій.
12. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити зазначені перетворення:
- $$\begin{aligned} \text{Ba} &\rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaSO}_4 \\ \text{Mg} &\rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \end{aligned}$$
13. З якими з перелічених речовин буде реагувати сульфатна кислота: N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, ZnO, Al(OH)<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, BaO, La<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>?
14. Напишіть рівняння реакцій, які доводять кислотний характер наступних сполук: ClO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>, HClO, HMnO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>, SO<sub>3</sub>.
15. Закінчити рівняння реакцій:
- $$\begin{aligned} \text{Zn} + \text{HCl} &= \\ \text{La}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 &= \\ \text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} &= \\ \text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 &= \\ \text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} &= \\ \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 &= \\ \text{Be} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} &= \\ \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 &= \text{всі варіанти} \\ \text{P} + \text{HNO}_3 &= \\ \text{Be}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 &= \text{всі варіанти} \\ \text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{HF} &= \text{H}_2[\text{SiF}_6] + \\ \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 &= \text{всі варіанти} \\ \text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} &= \\ \text{La}(\text{OH})_3 + \text{CH}_3\text{COOH} &= \text{всі варіанти} \\ \text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{розв})} &= \\ \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} &= \\ \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 &= \\ \text{H}_2\text{O} + \text{CrO}_2\text{Cl}_2 &= \\ \text{P}_2\text{S}_5 + \text{NaOH} &= \\ \text{BCl}_3 + \text{H}_2\text{O} &= \end{aligned}$$
16. Закінчіть рівняння реакцій:



17. Які властивості виявляють  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  при взаємодії з такими сполуками:  $\text{HCl}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

18. Закінчіть рівняння реакцій:

