

Лекція. 3.

Тема. НАЙВАЖЛИВІШІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

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

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 гази, 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 багатоелементні) 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 багатоелементних 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.
6. Комплексні сполуки.

Зміст лекції.

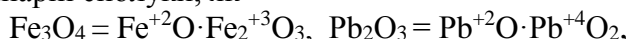
1. Оксиди.

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 $\text{Fe}^{+2}(\text{Fe}^{+3}\text{O}_2)_2$ та $\text{Pb}^{+2}(\text{Pb}^{+4}\text{O}_3)$ або подвійні оксиди. Сполука Флуору (фтору) з Оксигеном O^{+2}F_2 також не належить до оксидів, через те, що містить Оксиген (кисень) в

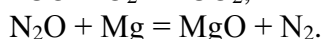
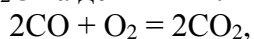
позитивному ступені окиснення +2.

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, N₂O 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**:

Cr₂O₃ — хром(III) оксид;

N₂O₅ — нітроген(V) оксид;

CO — карбон(II) оксид.

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

Na₂O — натрій оксид;

B₂O₃ — 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 (V₂O₅, CrO₃, MoO₃, Mn₂O₇). Елементи I та II груп кислотних оксидів не утворюють.

Тип хімічного зв'язку в них — ковалентний полярний. За звичайних умов кислотні оксиди бувають твердими (N₂O₅, CrO₃, Mn₂O₇), рідкими (SO₃, N₂O₃) та газоподібними

(Cl₂O, SO₂, CO₂).

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, Al₂O₃, PbO, ZnO, Cr₂O₃, Fe₂O₃, 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 Е–О 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 Е–О 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.

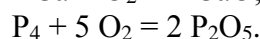
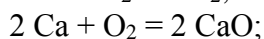
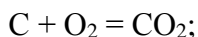
У ряду оксидів *одного елементу* із зростанням ступеня окиснення атома елементу зменшується його радіус, внаслідок чого тип хімічного зв'язку змінюється від іонного до ковалентного полярного. Тому оксиди елементів з **нижчим ступенем окиснення** проявляють **основні властивості**, з **вищим – кислотні**,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

Основні оксиди	Амфотерні оксиди	Кислотні оксиди
Mn ⁺² O	Mn ⁺⁴ O ₂	Mn ₂ ⁺⁷ O ₇
Cr ⁺² O	Cr ₂ ⁺³ O ₃	Cr ⁺⁶ O ₃
V ⁺² O	V ⁺⁴ O ₂	V ₂ ⁺⁵ O ₅
Fe ⁺² O	Fe ₂ ⁺³ O ₃	[Fe ⁺⁶ O ₃]*

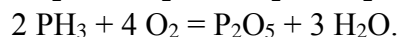
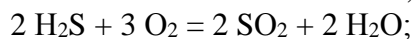
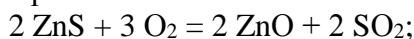
* – оксиду такого складу не добуто, проте добуто солі Na₂Fe⁺⁶O₄.

1.2. Способи добування оксидів

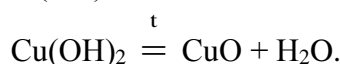
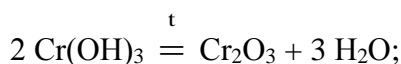
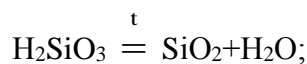
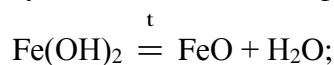
1. При взаємодії простих речовин з киснем:



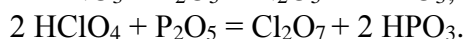
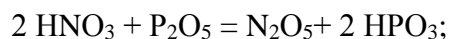
2. При спалюванні складних речовин:



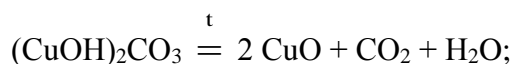
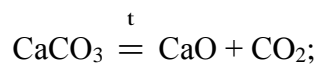
3. У результаті реакцій розкладу кислот, основ та амфотерних гідроксидів:



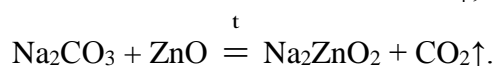
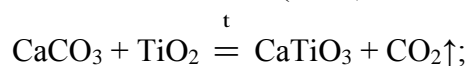
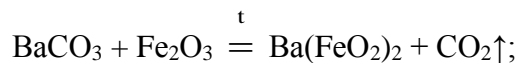
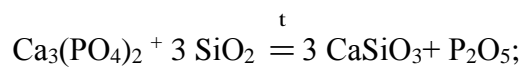
4. Для одержання нестійких кислотних оксидів на кислоти діють речовинами, здатними віднімати воду:



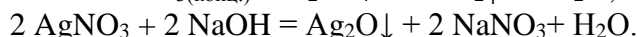
5. Розклад солей оксигеновмісних (кисневмісних) кислот.



6. Взаємодія солей з оксидами:



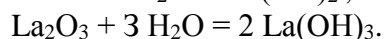
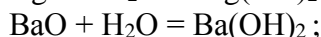
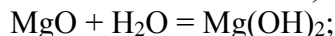
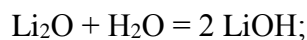
7. Інші реакції:



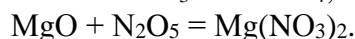
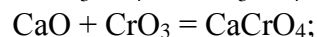
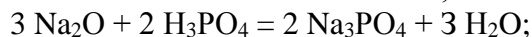
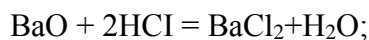
1.3. Хімічні властивості оксидів

Основні оксиди

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

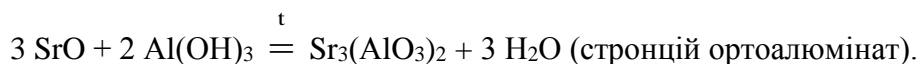
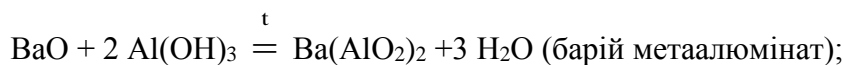
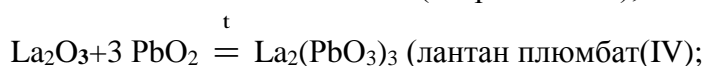


2. Основні оксиди взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:



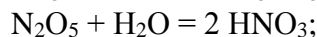
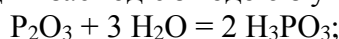
3. При стопленні основні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами, які виявляють при цьому свої кислотні властивості, а елементи, якими вони

утворені, входять до складу кислотного залишку:



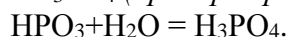
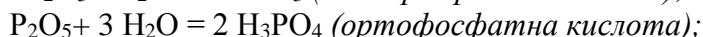
Кислотні оксиди

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою з утворенням кислот



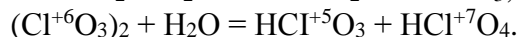
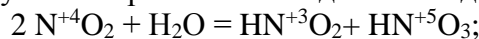
Тому кислотні оксиди називають ще **ангідридами кислот**.

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,

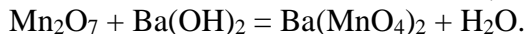
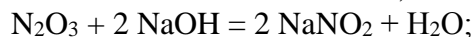
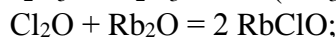
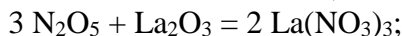


Слід запам'ятати, що утворення ортофосфатної кислоти та її солей характерніше в хімії фосфору, тому саме ортофосфати та відповідна кислота утворюється в переважній більшості хімічних реакцій.

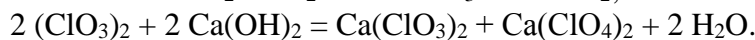
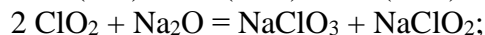
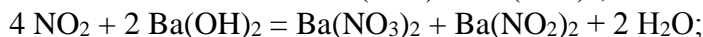
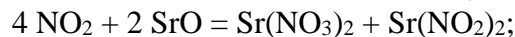
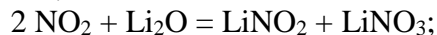
При взаємодії деяких кислотних оксидів з водою утворюються одночасно **дві кислоти**. Такі кислотні оксиди називають **змішаними ангідридами двох кислот**. При цьому ступінь окиснення кислотоутворюючого елемента в одній із кислот на одиницю знижується, а в іншій – підвищується порівняно з вихідним оксидом.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



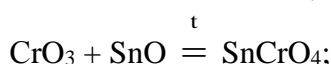
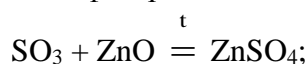
2. Кислотні оксиди взаємодіють з основами та основними оксидами з утворенням солей:

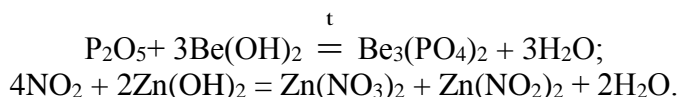
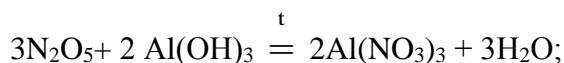


У реакціях кислотних оксидів, яким відповідає дві кислоти, утворюється дві солі:

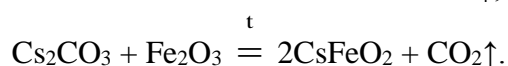
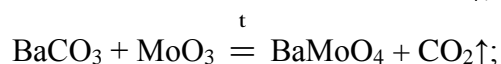
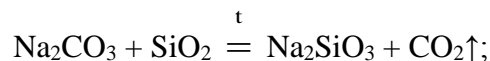


3. Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами:





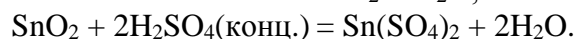
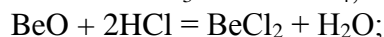
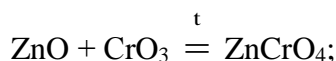
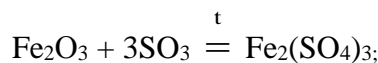
4. При стопленні кислотні оксиди здатні витіснити більш леткі кислотні оксиди з солей:



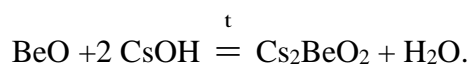
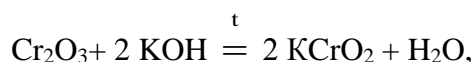
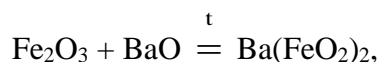
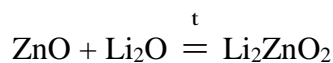
Амфотерні оксиди

1. З водою, як правило, не взаємодіють.

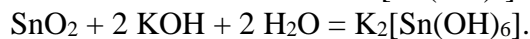
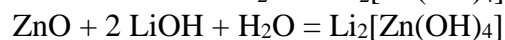
2. Майже не взаємодіють з розведеними кислотами, а з концентрованими кислотами та при стопленні з кислотними оксидами амфотерні оксиди ведуть себе так, як основні. Елемент, що утворює такий оксид, в одержаній солі входить до складу катіона:



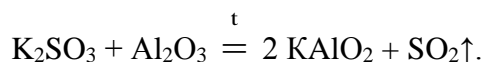
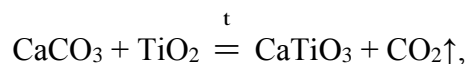
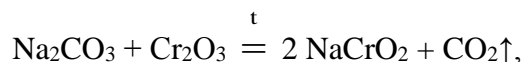
3. При взаємодії з основами та основними оксидами вони проявляють кислотні властивості, а елемент, який входить до складу амфотерного оксиду в утвореній солі входить до складу кислотного залишку:



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

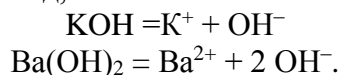


4. При стопленні здатні витіснити леткі кислотні оксиди з солей:



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 OH^- у розчинах основ зумовлює їхні властивості. До складу основ входить іон металу (чи група атомів, що відіграє роль іона металу, наприклад, амоній 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, 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.

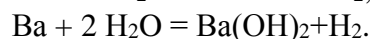
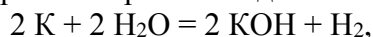
Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення, то його не зазначають:

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

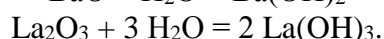
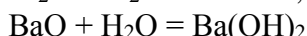
Розчинні у воді сильні основи називаються **лугами**. Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Розчинною у воді є також слабка основа $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Майже всі інші основи нерозчинні у воді.

2.1. Добування основ

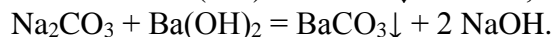
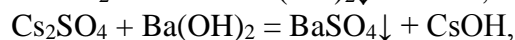
1. Розчинні основи можна отримати при взаємодії активних металів з водою:



2. При взаємодії основних оксидів з водою:

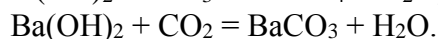
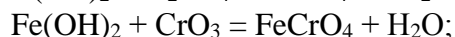
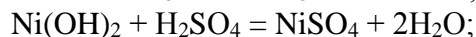
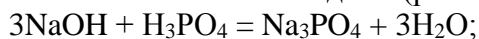


3. Основи можна отримати при взаємодії солей з лугами:

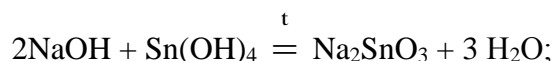
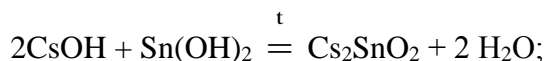
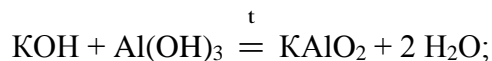
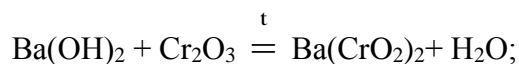
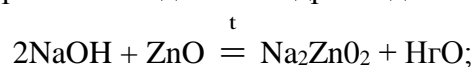


2.2. Хімічні властивості основ

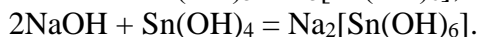
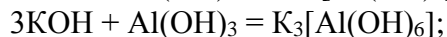
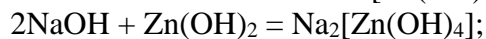
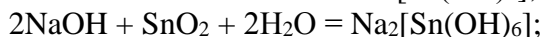
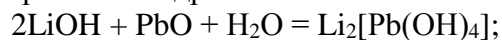
1. Взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами (реакція нейтралізації):



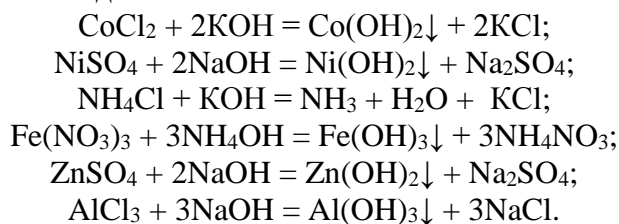
2. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами при стопленні;



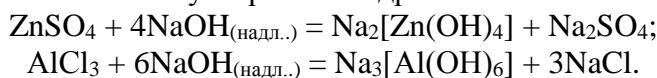
а у водному розчині утворюються гідросокомплекси:



3. Розчинні основи взаємодіють із солями:



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



3. Кислоти.

Кислотами називаються сполуки, що містять атоми Гідрогену (водню), які здатні заміщуватись на метал (або металоподібну групу атомів, наприклад 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) 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 H^+ належать до сильних. Кислоти, які дисоціюють частково, відносять до слабких. Саме наявність іонів гідрогену (водню) 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, HCl , HNO_3 – одноосновні, H_2SO_4 , H_2S – двоосновні, H_3PO_4 , H_3AsO_4 – триосновні кислоти.

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



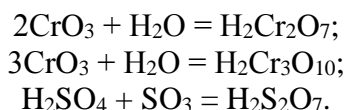
Зв'язки $P-H$ та $C-H$ (атоми H позначені курсивом) – малополярні, оскільки електронегативності атомів (наведені в дужках) H (2,2), P (2,1) і C (2,5) дуже близькі за значеннями, тому атоми гідрогену, пов'язані з фосфором та карбоном, не здатні заміщуватись на метал.

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

За хімічним складом кислоти поділяють на кисневмісні (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4) та безкисневі (HCl , HI , H_2S). 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 заміщеного атому кисню. Наприклад:

Звичайна кислота	H_2CrO_4	H_3PO_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 замістили 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



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
$\text{E}(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_n$	$\text{EO}(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+1}$	$\text{EO}_2(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+2}$	$\text{EO}_3(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+3}$
HClO	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
HBrO	H ₂ SO ₃	HIO ₃	
HIO	H ₂ SeO ₃	HNO ₃	
H ₃ AsO ₃	H ₂ TeO ₃	H ₂ SO ₄	
H ₄ GeO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SeO ₄	
H ₆ TeO ₆	H ₃ AsO ₄		
Слабка кислота	Середня кислота	Сильна кислота	Дуже сильна кислота

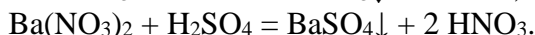
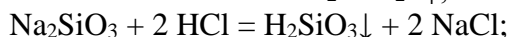
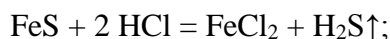
В першій групі всі кисневі атоми пов'язані з атомами водню (E–O–H), а в кожній наступній групі в молекулі кислоти з'являється по одному негідроксильному атому кисню. У відповідності із збільшенням числа негідроксильних атомів кисню відбувається збільшення сили кислоти. В той самий час, якщо кислоти належать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

3.2. Добування кислот

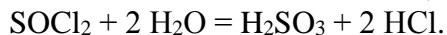
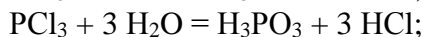
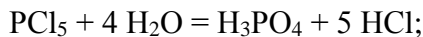
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:



2. Взаємодія кислот з солями:

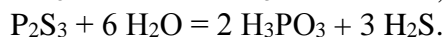
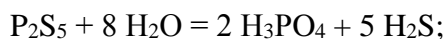


3. Взаємодія галогенангідридів з водою. У таких реакціях, крім кисневмісної кислоти, утворюється також галогеноводнева:

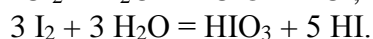
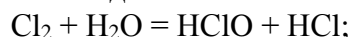


4. Взаємодія тіоангідридів з водою. В таких реакціях, крім кисневмісної кислоти,

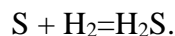
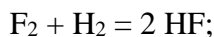
утворюється також сірководнева кислота:



5. Взаємодія активних неметалів з водою:

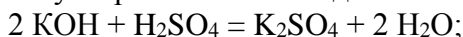


6. Сполучення неметалів з воднем:

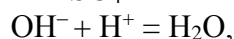
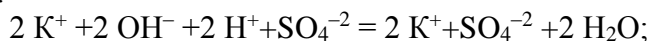


3.3. Хімічні властивості кислот

1. Взаємодіють з основами з утворенням солі і води:

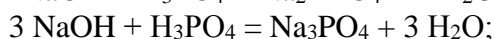
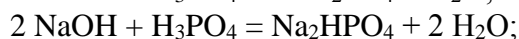
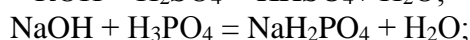
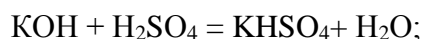


в іонному вигляді:

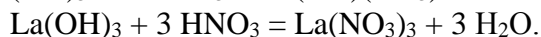
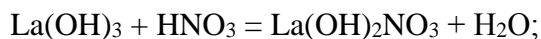


тобто незалежно від того, яка саме кислота і яка саме основа вступили в реакцію, суть реакції нейтралізації зводиться до утворення молекул води з катіонів Гідрогену (водню) та гідроксид-аніонів. При цьому зникають кислотні властивості, зумовлені наявністю іонів H^+ кислоти, та основні, зумовлені наявністю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

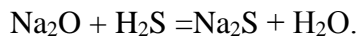
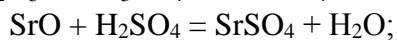
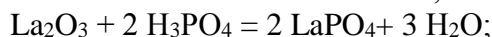
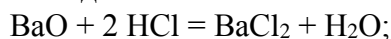
Якщо в реакцію вступає багатоосновна кислота або багатоокислотна основа, то в залежності від співвідношення реагентів, крім середніх солей можуть також утворюватись кислі:



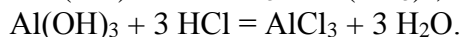
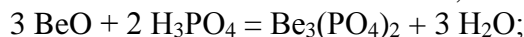
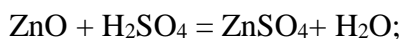
або основні солі:



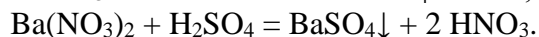
2. Взаємодіють з основними оксидами:



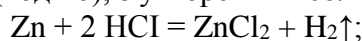
3. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами. Амфотерні сполуки в таких реакціях виявляють основну функцію, а елемент, яким вони утворені, входить до складу катіону у формулі утвореної солі:

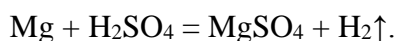


4. Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції утворюються слабкіші основи або випадає осад:

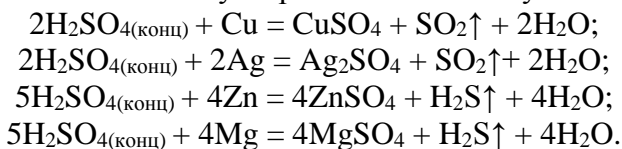


5. Чимало кислот взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг знаходяться ліворуч від Гідрогену (водню), з утворенням солі та витісненням водню.

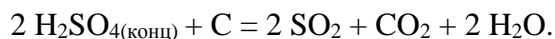
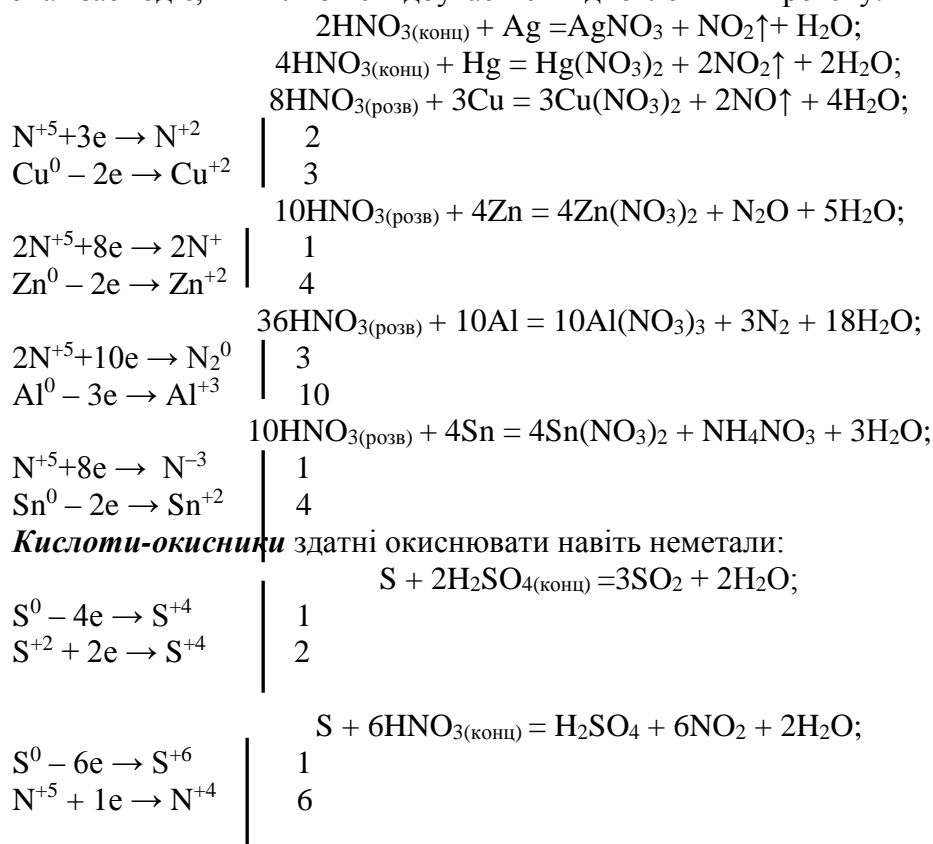




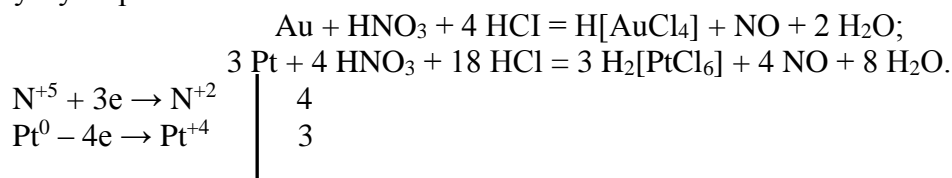
Кислоти-окисники - азотна кислота HNO_3 , концентрована сірчана кислота H_2SO_4 , а також кисневмісні сполуки галогенів HClO , HClO_3 при взаємодії з металами ніколи не виділяють водню. Вони здатні окиснювати також метали, які в електрохімічному ряді напруг стоять праворуч від Гідрогену. У результаті таких реакцій утворюються продукти відновлення кислотоутворюючого елементу. Причому, чим більше активний метал, тим глибше відбувається відновлення кислотоутворюючого елементу.



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.

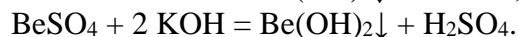
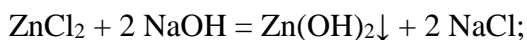
Амфотерні гідроксиди - це гідрати амфотерних оксидів, які проявляють слабкі основні та слабкі кислотні властивості. З погляду електролітичної дисоціації амфотерними називають такі гідроксиди, які при дисоціації утворюють одночасно і катіони Гідрогену (водню) H^+ , і гідроксид-іони OH^- . Прикладами можуть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

Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Pb(OH)₂, Fe(OH)₃. Амфотерні гідроксиди важко розчинні в воді.

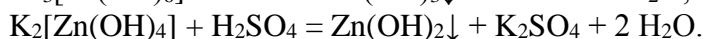
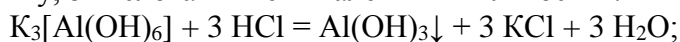
Назви амфотерних гідроксидів утворюються так само, як і назви основ, наприклад: Zn(OH)₂ – цинк гідроксид, Cr(OH)₃ – хром(III) гідроксид.

4.1. Добування амфотерних гідроксидів

1. Взаємодія солей з лугами в еквівалентних кількостях:



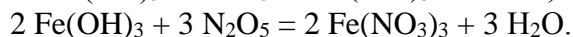
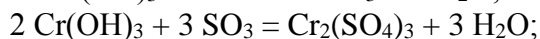
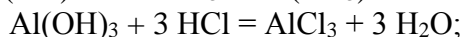
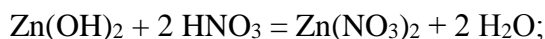
2. Взаємодія солей, де елемент, якому відповідає амфотерний гідроксид, входить до складу кислотного залишку, з кислотами в еквівалентних кількостях:



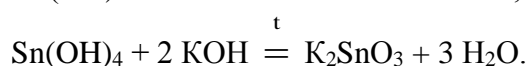
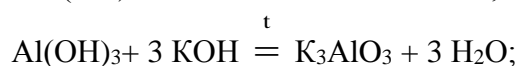
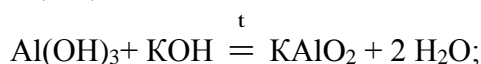
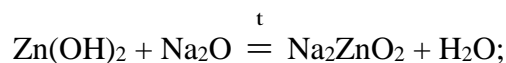
Дані реакції можна розглядати як реакції витіснення сильною кислотою слабкої кислоти з її солей. При дії надлишку кислоти амфотерний гідроксид утворює сіль.

4.2. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

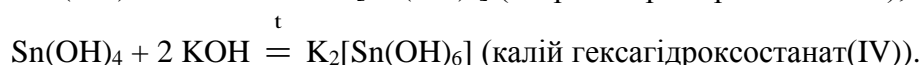
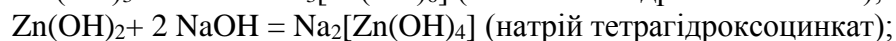
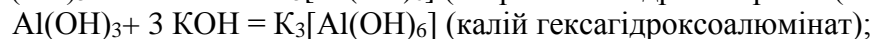
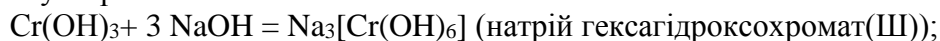
1. Виявляють основні властивості при взаємодії з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей. В останніх елемент амфотерного гідроксиду входить до складу катіона:



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) (NaCl, CaSO₄, Cu(NO₃)₂, FeCl₃).

Кислі солі – це продукти **неповного** заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал (металопоподібну групу). Утворення кислих солей характерне тільки для багатоосновних

кислот (NaHCO_3 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHSO_4).

Основні солі – продукти *неповного* заміщення гідроксигруп 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; Na_2SO_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:

KHCO_3 – калій гідрокарбонат;

NaH_2PO_4 – натрій дигідрофосфат

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

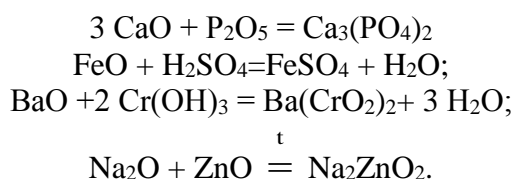
$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – магній гідроксохлорид;

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

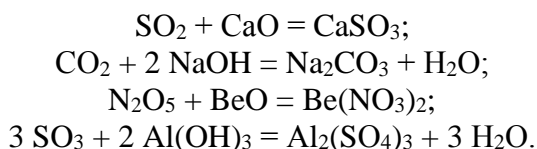
5.1. Добування солей

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

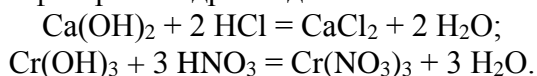
1. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами і кислотами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



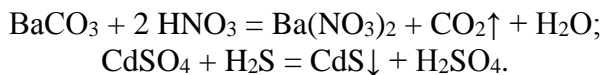
2. Взаємодія кислотних оксидів з основами і основними оксидами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



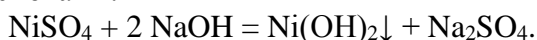
3. Взаємодія основ та амфотерних гідроксидів з кислотами:



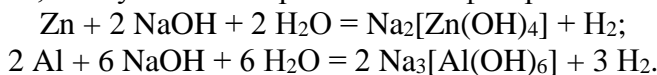
4. Взаємодія солей з кислотами:



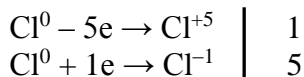
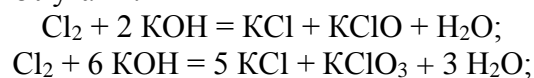
5. Взаємодія солей з основами:

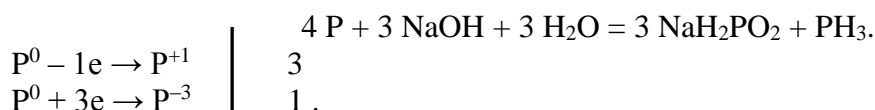
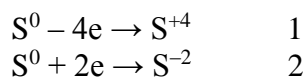


6. Взаємодія металів, сполукам яких притаманні амфотерні властивості, з лугами:

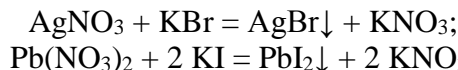


7. Взаємодія неметалів з лугами:



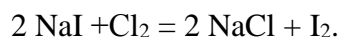


8. Взаємодія між солями:

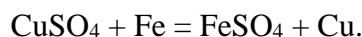


9. Взаємодія металів з кислотами: $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2 \uparrow$.

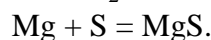
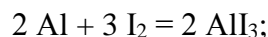
10. Витіснення неметалів із солей активнішими неметалами:



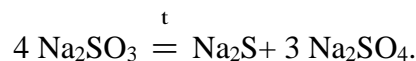
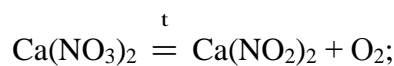
11. Витіснення металів із солей активнішими металами:



12. Взаємодія простих речовин:

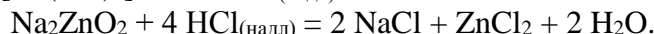
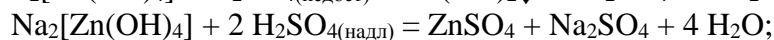
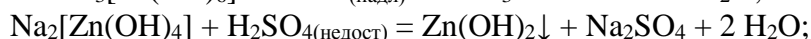
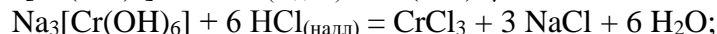
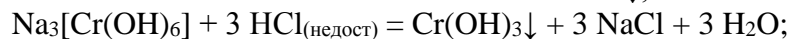
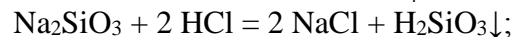
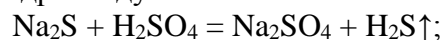


13. Термічні перетворення солей:

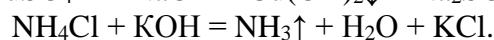
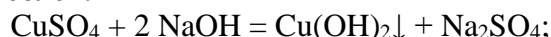


5.2. Хімічні властивості солей

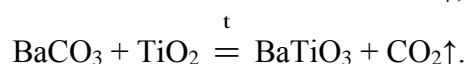
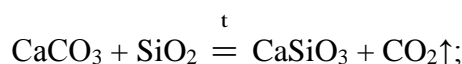
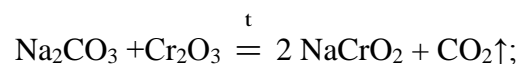
1 Солі в еквівалентних кількостях взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти чи амфотерного гідроксиду. Сильні кислоти витісняють слабкі із солей.



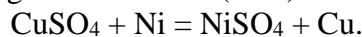
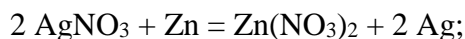
2 Взаємодіють з розчинами лугів з утворенням нової основи і нової солі. Сильні основи витісняють слабші із солей:



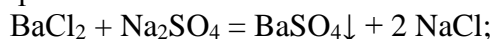
3 Солі, утворені леткими оксидами, при нагріванні взаємодіють з менш леткими кислотними чи амфотерними оксидами:

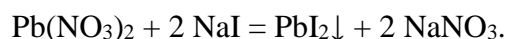


4 Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг стоять ліворуч, ніж метали, якими утворена сіль. Активніші метали витісняють менш активні із солей:

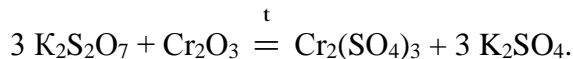
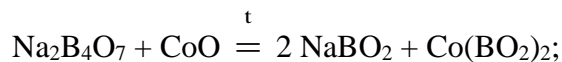
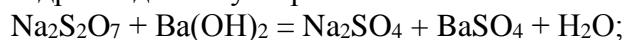


5 За реакціями обміну взаємодіють у водних розчинах між собою з утворенням нових солей, переважно погано розчинних:

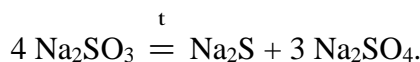
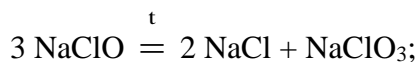




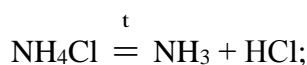
6 Солі ізополікислот виявляють кислотні властивості, оскільки до їх складу входить більше кислотного оксиду, ніж необхідно для утворення середньої солі. Наприклад $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ можна розглядати як продукт приєднання кислотного оксиду SO_3 до Na_2SO_4 . Солі ізополікислот взаємодіють з основами та основними оксидами, а також з амфотерними оксидами та гідроксидами з утворенням звичайних солей:



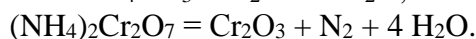
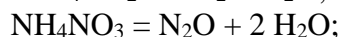
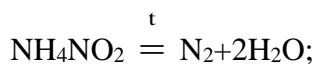
7 При нагріванні багато солей розкладаються за реакціями диспропорціонування:



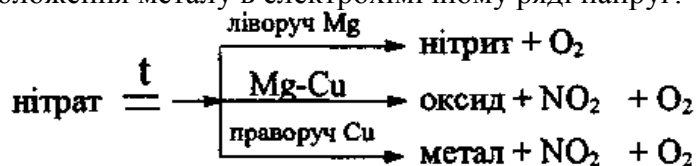
Солі амонію можуть розкладатися із виділенням аміаку;



або продуктів окиснення азоту:



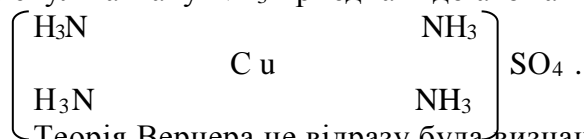
Нітрати металів при нагріванні розкладаються, причому продукти розкладу залежать від положення металу в електрохімічному ряді напруг:



6. Комплексні сполуки.

Вже у першій половині XIX ст. вчені помітили, що деякі сполуки, в яких атоми начебто вичерпали свої валентні можливості, здатні до подальшого сполучення між собою. Так, у разі додавання аміаку до купрум (II) сульфату утворюється складніша сполука $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$. Реакція супроводжується зміною забарвлення реакційної суміші від синього до значно інтенсивнішого синьо-фіолетового. Прикладів сполучення «простих», або «звичайних», речовин з утворенням складніших сполук було вивчено дуже багато, зокрема $\text{KCl} \cdot \text{CuCl}$, $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2$, $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, $2\text{KF} \cdot \text{SiF}_4$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $3\text{KOH} \cdot \text{Al}(\text{OH})_3$. Оскільки такі сполуки є складними, їх назвали **комплексними**. Однак як саме сполучені складові цих сполук (у наведених вище формулах процес сполучення позначено крапкою) ще тривалий час залишалось нез'ясованим. Робилась спроба пояснити будову цих сполук, за аналогією з органічними сполуками, утворенням ланцюгів атомів (наприклад, ланцюг атомів Нітрогену в сполуці $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$), але ланцюгова теорія була неспроможна пояснити властивості комплексних сполук. Лише у 1893 р. видатний швейцарський учений А. Вернер запропонував *координаційну теорію*, згідно з якою у таких сполуках існує

атом-комплексоутворювач, який координує навколо себе більше число іонів протилежного знака чи молекул, ніж дозволяє його звичайна валентність (ступінь окиснення). Наприклад, згідно з теорією Вернера в сполуці $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ усі чотири молекули аміаку NH_3 приєднані до атома Купруму:



Теорія Вернера не відразу була визнана хіміками, оскільки суперечила панівним поглядам на валентність. Однак А. Вернер разом із співробітниками провів низку блискучих експериментів, якими повністю довів справедливості своєї теорії. Остання ґрунтувалась на фізико-хімічних властивостях комплексних сполук і вивченні їхніх ізомерних форм. Увесь подальший розвиток хімії підтвердив справедливості координаційної теорії, а праці А. Вернера стали відправною точкою для розвитку багатьох розділів хімії.

Головною ознакою комплексних сполук є координація, тобто приєднання до центрального атома більшого числа інших частинок, ніж це впливає з його звичайної валентності, тому комплексні сполуки називають також **координаційними**.

Основні положення координаційної теорії

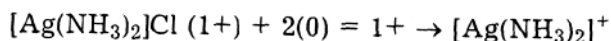
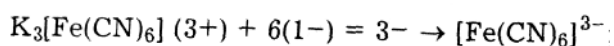
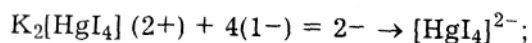
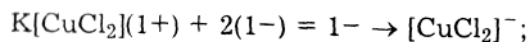
Комплексоутворювачем вважають центральний атом чи іон, до якого приєднуються нейтральні молекули або аніони. Оскільки комплексні сполуки утворюються за донорно-акцепторним механізмом, то комплексоутворювачі здебільшого мають бути акцепторами електронів і мати вільні електронні орбіталі. Зазвичай роль комплексоутворювачів виконують малі за розміром і атоми металів (значно рідше - неметалів) або катіони металів, на поверхні яких зосереджується надлишковий позитивний заряд. Найчастіше комплексо-утворювачами є катіони d-металів: Cu^{2+} , Co^{2+} , Co^{3+} , Cr^{3+} і багато інших.

Лігандами (приєднаними частинками) називають молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача. Разом з останнім вони утворюють координаційну сферу і є донорами електронних пар. Здебільшого роль лігандів виконують нейтральні молекули, до складу яких входять найбільш електронегативні атоми Оксигену (вода, спирти, кислоти, ефіри тощо), Нітрогену (аміак, аміни) або аніони (F^- , Cl^- , Br^- , NCS^- , CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ тощо). Досить численними є також ліганди, що містять у своєму складі атоми інших неметалів.

Координаційне число визначається числом місць у просторі, які може надавати комплексоутворювач для приєднання лігандів. Іншими словами, координаційне число відповідає числу хімічних зв'язків між комплексоутворювачем і лігандами. Воно залежить як від природи комплексоутворювача, так і від характеру лігандів. Так, Al^{3+} з меншим за розміром іоном F^- утворює комплекс $[\text{AlF}_6]^{3-}$, координаційне число якого дорівнює 6, а з більшим іоном Cl^- - комплекс $[\text{AlCl}_4]^-$, координаційне число якого дорівнює 4. Для більшості комплексних сполук (майже 95 %) координаційне число дорівнює 4 або 6. Часто координаційне число для іонів відповідає подвоєному ступеню окиснення комплексоутворювача:

Ступінь окиснення комплексоутворювача	Приклад комплексної сполуки	Координаційне число
1+	$\text{K}[\text{CuCl}_2]$	2
2+	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$	4
3+	$\text{K}_3[\text{CoF}_6]$ $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	6

Внутрішню координаційну сферу комплексної сполуки складають комплексоутворювач разом з лігандами, які приєдналися відповідно до координаційного числа комплексоутворювача. Внутрішню координаційну сферу позначають у квадратних дужках. Вона може бути нейтральною або мати певний позитивний чи негативний заряд. Заряд внутрішньої координаційної сфери визначається сумою зарядів комплексоутворювача й усіх лігандів:

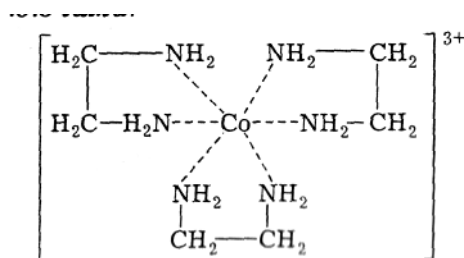


Заряд внутрішньої координаційної сфери дорівнює сумарному заряду всіх іонів зовнішньої сфери, взятому з протилежним знаком. Коли ліганди є нейтральними молекулами, заряд внутрішньої координаційної сфери збігається із зарядом комплексоутворювача. Якщо внутрішня координаційна сфера має негативний заряд, комплекс виявляє аніонний характер, якщо позитивний — катіонний, якщо нейтральний — комплекс є неелектролітом.

Протиіони — це іони зовнішньої сфери (катіони або аніони), які компенсують заряд внутрішньої координаційної сфери, щоб речовина загалом була електронейтральною. У наведених вище прикладах протиіонами є катіони K^+ та аніони Cl^- . Протиіони не входять до складу внутрішньої координаційної сфери, їх можна легко замінити на інші подібні іони. Якщо замінити зовнішні іони, властивості речовини змінюються мало, якщо ж змінити один з компонентів у внутрішній координаційній сфері комплексу, то утвориться нова сполука із зовсім іншими властивостями.

Дентатність ліганду визначається числом атомів, які одночасно можуть утворювати зв'язки з комплексоутворювачем. Наприклад, молекула NH_3 займає лише одне координаційне місце, і тому цей ліганд є *монодентатним*. Етилендіамін $NH_2C_2H_4NH_2$ координується двома атомами Нітрогену і тому є *бі-, або дводентатним*. Діетилентриамін $NH_2C_2H_4NHC_2H_4NH_2$ може займати три ко-ординаційні місця і є *тридентатним*. Іон Co^{3+} з цими лігандами утворює комплексні сполуки такого складу: $[Co(NH_3)_6]Cl_3$; $[Co(NH_2C_2H_4NH_2)_3]Cl_3$; $[Co(NH_2C_2H_4NHC_2H_4NH_2)_2]Cl_3$, тобто число приєднаних лігандів дорівнює координаційному числу, поділеному на дентатність ліганду. Ось чому координаційне число не завжди збігається з числом приєднаних лігандів.

Ліганди типу етилендіаміну утворюють так звані **хелатні**, або клішнєподібні, комплекси, в яких ліганди разом з комплексоутворювачем будують стійкі п'ятичленні цикли (подібно до шестичленних в органічних сполуках). Такі ліганди називають **хелатоутворюючими**:



Внутрішню координаційну сферу можуть утворювати як однакові, так і різні ліганди. Якщо до складу внутрішньої координаційної сфери входять різні ліганди, комплекси називають **різнолігандними**, наприклад $[Pt(NH_3)_2]Cl_2$, $[Co(NH_5)Br]SO_4$.

Деякі ліганди можуть координуватися різними способами, такі ліганди наліпають **амбідентатними**. Наприклад, іон NCS^- може координуватися одним з двох кінцевих атомів — атомом нітрогену або сульфуру.

Залежно від швидкості заміщення одних лігандів на інші комплексні сполуки поділяють на **інертні** (повільне заміщення) та **лабільні** (швидке заміщення). Багато інертних комплексних сполук утворюють іони Co^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Cr^{3+} та деякі інші комплексоутворювачі.

Комплексним сполукам, як і органічним речовинам властиве явище ізомерії.

Деякі комплексні сполуки існують тільки у твердому стані, а у водних розчинах повністю розщеплюються на іони, тому їх відносять до подвійних солей, наприклад галуни $\text{K}[\text{Al}(\text{SO}_4)_2] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

3. Номенклатура комплексних сполук

Назву комплексній сполуці дають за переліченими нижче правилами.

1. У комплексних сполуках першим називають катіон, а потім аніон.

2. У комплексних сполуках ліганди називають перед комплексоутворювачем.

Перелік лігандів ведуть в алфавітному порядку.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{ClBr}]$ – діамінбромохлороплатина (II)

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – акватетраамінхлорокобальт (III) хлорид

Назви деяких найпоширеніших лігандів

Ліганд	Назва ліганду	Ліганд	Назва ліганду
N_3^-	Азидо-	CO_3^{2-}	Карбонато-
Br^-	Бromo-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалато-
Cl^-	Хлоро-	NH_3	Амін-
CN^-	Ціано-	$\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$	Етилендіамін-
OH^-	Гідроксо-	H_2O	Аква-

NO_2^- - нітро; $\bar{\text{C}}\text{O}$ – карбоніл; CNS^- - тїоціано.

3. До назв аніонних лігандів додають закінчення –о, а нейтральні ліганди називають так само, як і молекули.

4. Число лігандів кожного виду (якщо їх число перевищує одиницю) вказують грецькими префіксами: ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6).

Якщо ж такий самий префікс є у назві ліганду (діетилентриамін, етилендіамін), то назви лігандів беруть у дужки а перед ними ставлять префікси іншого типу: біс- (2), тріс- (3), тетракіс- (4), пентакіс- (5), гексакіс- (6). Наприклад: $[\text{Cr}(\text{En})_3]\text{Cl}_3$ – тріс(етилендіамін)хром (III) хлорид.

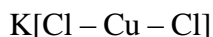
5. У назву комплексного аніону має входити суфікс –ат. Комплексоутворювач, що входить до складу катіону чи нейтральної молекули не має закінчення.

6. Ступінь окиснення комплексоутворювача вказують у дужках римською цифрою відразу за назвою комплексоутворювача.

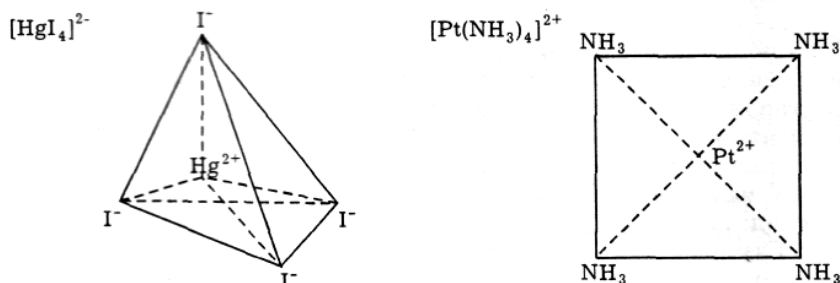
$\text{K}[\text{CuCl}_2]$ – калій дихлорокупрат (II), $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{NH}_3\text{Br}_2](\text{NO}_3)_2$ – триаквааміндибромохром (III) нітрат.

4. Просторова будова комплексних сполук

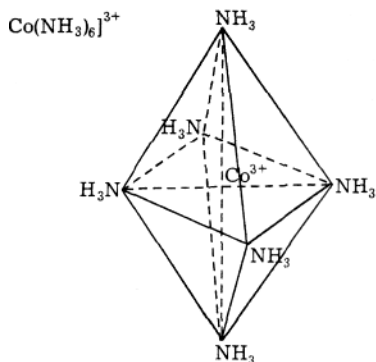
Залежно від координаційного числа комплексні сполуки мають різну просторову будову. Якщо координаційне число дорівнює 2, то частинки внутрішньої координаційної сфери розміщені лінійно:



Якщо координаційне число дорівнює 4, то внутрішня координаційна сфера може мати тетраедричну (здебільшого) або квадратно-площинну будову з комплексоутворювачем, розміщеним у центрі:



Якщо координаційне число дорівнює 6, то внутрішня координаційна сфера має октаедричну або біпірамідальну просторову будову з центральним положенням комплексоутворювача:



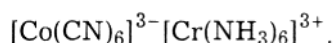
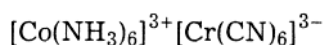
Ізомерія комплексних сполук

Комплексним сполукам властива ізомерія. Найпоширеніші види ізомерії коротко схарактеризовано нижче.

Гідратна ізомерія полягає в різному розміщенні молекул води у внутрішній і зовнішній координаційних сферах. Наприклад, формулі $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ відповідають три комплексні сполуки: $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ — фіолетового кольору, $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$ — світло-зеленого і $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$ — темно-зеленого кольору.

Іонізаційна ізомерія полягає в різному розміщенні іонів у внутрішній і зовнішній сферах. Наприклад, формулі $Co(NH_3)_3Br \cdot SO_4$ відповідають дві комплексні сполуки: $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$, з розчину якої легко осаджується $BaSO_4$ і важко — $AgBr$, і $[Co(NH_3)_5SO_4]Br$, з розчину якої, навпаки, легко осаджується $AgBr$ і важко — $BaSO_4$.

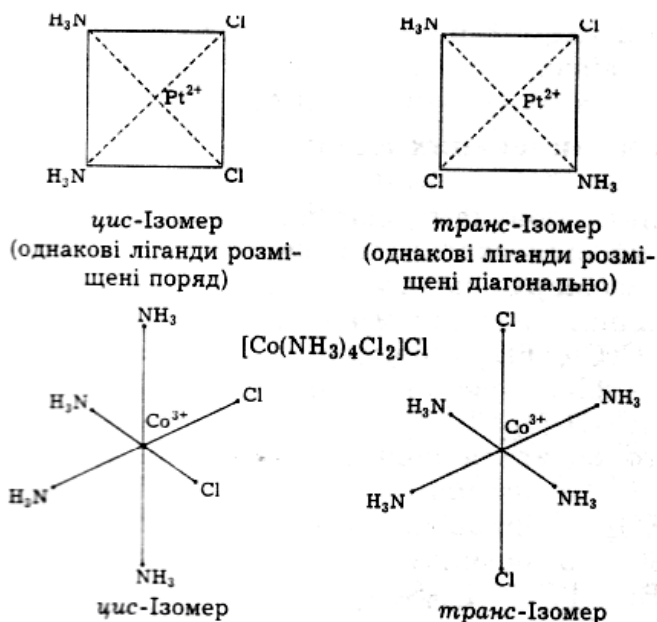
Координаційна ізомерія, за якої комплексоутворювачі немовби обмінюються лігандами:



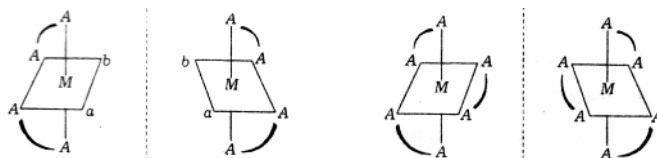
Ізомерія зв'язку. Деякі ліганди, наприклад іони CN^- , NCS^- , NO_2^- , мають по два донорні атоми і можуть координуватися різними способами, тобто є амбідентатними

лігандами. Так, іон NO_2^- може координуватись як атомом Нітрогену, так і атомом Оксигену. У першому випадку утворюються нітрокомплекси $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Br}_2$, у другому — нітритокомплекс $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Br}_2$. Стійкішим у цьому є нітрокомплекс, нітритокомплекс мимовільно перетворюється на нітрокомплекс.

Геометрична ізомерія полягає в різному просторовому положенні лігандів відносно комплексоутворювача. Вона властива різнолігандним комплексним сполукам з квадратно-площинною або октаедричною (чи біпірамідальною) структурою, наприклад $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$:



Оптична ізомерія характерна для різнолігандних або хелатних комплексних сполук, у цьому разі один ізомер є дзеркальним відбитком іншого. Оптичні ізомери утворюються одночасно в однакових кількостях і складають *рацемічну суміш*. Прикладом можуть бути ізомери комплексних сполук загальної формули *цис*- $[\text{M}(\text{AA})_2\text{ab}]^{n+}$ та $[\text{M}(\text{AA})_3]^{n+}$:



6. Хімічні властивості комплексних сполук

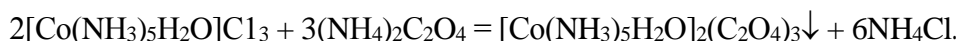
Хімічні властивості комплексних сполук залежать від природи комплексоутворювача, лігандів і дещо меншою мірою — від природи іонів, розміщених у зовнішній координаційній сфері.

Як і для інших речовин, для комплексних сполук характерні найрізноманітніші перетворення, однак найтипівішими є такі групи реакцій: 1) реакції обміну іонів зовнішньої сфери; 2) реакції обміну, приєднання або відщеплення лігандів; 3) реакції відновлення або окиснення комплексоутворювача; 4) реакції перетворення координованих молекул або іонів; 5) ізомеризація комплексних сполук.

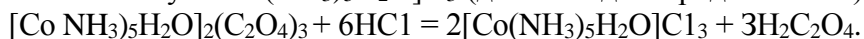
Розглянемо приклади перелічених реакцій та їх застосування в хімії.

Реакції обміну іонів зовнішньої сфери застосовують як під час добування комплексних сполук, так і в хімічному аналізі. У разі нагрівання водного розчину

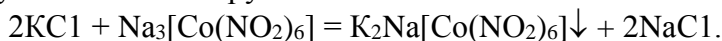
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ утворюється суміш сполук, у тому числі й $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$. Виділити останню сполуку із суміші в чистому вигляді важко, тому суміш піддають дії солі щавлевої кислоти $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, внаслідок чого іони Cl^- зовнішньої сфери обмінюються на іони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$



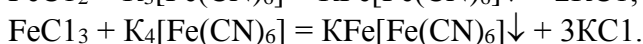
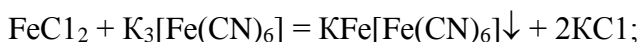
Малорозчинна комплексна сполука, що утворилася, легко відокремлюється від домішок. Реакціями обміну із сильними кислотами добувають інші аквапентамінові комплексні сполуки $\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{X}_3$ (де X — однозарядні аніони), наприклад:



Для виявлення в розчинах іонів K^+ використовують розчин комплексної сполуки $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, яка вступає в реакцію обміну із солями калію з утворенням осаду жовтого кольору:

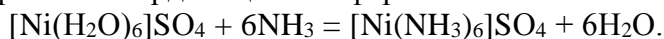


Комплексні сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ легко обмінюють іони K^+ зовнішньої сфери на іони d-елементів, внаслідок чого утворюються малорозчинні сполуки. Такі реакції використовують, зокрема, для виявлення в розчинах іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} .



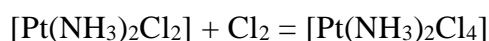
Реакції обміну лігандів. Реакції добування комплексних сполук у розчинах із звичайних солей найчастіше є реакціями обміну координованих молекул розчинника на інші ліганди.

Розглянемо реакцію добування аміакату нікелю під дією аміаку на водний розчин сульфату нікелю NiSO_4 . У разі розчинення NiSO_4 у воді іон Ni^{2+} координує молекули води й утворює аквакомплекс $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Під дією аміаку молекули води у внутрішній координаційній сфері обмінюються на молекули аміаку:

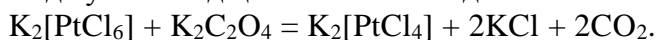


Ця реакція відбувається в кілька стадій, послідовно утворюються комплексні сполуки $[\text{Ni}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ і т. д. до $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

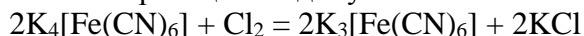
Прикладом такої реакції може бути взаємодія $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ з хлором, внаслідок якої одночасно з процесом приєднання лігандів Cl^- змінюється ступінь окиснення платини від +2 до +4:



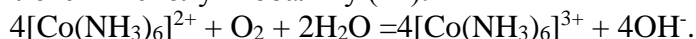
Зворотна реакція – відновлення комплексних сполук платини (IV) – супроводжується відщепленням лігандів:



Реакції відновлення та окиснення комплексоутворювача можуть відбуватися і без зміни оточення лігандів. Такою реакцією є добування калій гексаціаноферрата (III):



або багатьох комплексних сполук кобальту (III):



Цю реакцію проводять у розчині, який містить іони NH_4^+ для зв'язування іонів OH^- .

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.

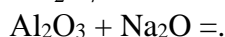
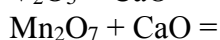
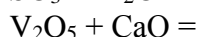
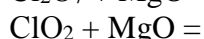
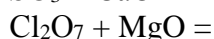
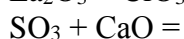
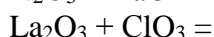
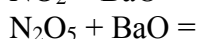
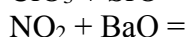
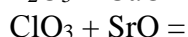
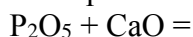
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. –639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – 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. Лебедев.– 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.

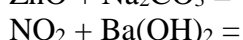
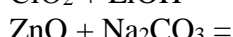
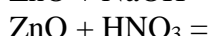
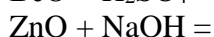
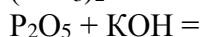
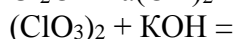
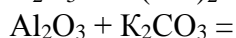
1. Як можна за положенням елемента в періодичній системі визначити хімічну природу його оксиду?
2. Які з перелічених оксидів належать до кислотних, основних та амфотерних: Cl_2O , SrO ,

N_2O_5 , MgO , BeO , Rb_2O , MoO_3 , Mn_2O_7 , As_2O_5 , Al_2O_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: SO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , ClO_2 , Mn_2O_7 , Cl_2O , N_2O_3 , MoO_3 , SiO_2 , ClO_3 , NO_2 , As_2O_5 .
5. Закінчіть рівняння реакцій між оксидами:



6. З якими з перелічених речовин взаємодіє KOH : BeO , CaO , $La(OH)_3$, Li_2O , Cl_2O , NO_2 , Mn_2O_7 , BaO , $Fe(OH)_2$, HNO_3 . Наведіть відповідні рівняння реакцій.
7. Напишіть рівняння реакцій, які доводять кислотний характер таких оксидів: SeO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , ClO_3 .
8. З якими з перелічених речовин взаємодіє HCl : ZnO , Cl_2O_7 , SrO , $Fe(OH)_3$, Rb_2O , Cl_2O , CaO , $Co(OH)_2$, ClO_2 , H_3PO_4 ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
9. Закінчіть рівняння реакцій.



10. Написати формули ангідридів наведених кислот: H_2SO_4 , H_3BO_3 , $H_4P_2O_7$, $HClO$, $HMnO_4$, H_3AsO_4 , $HClO_4$, $H_2Cr_2O_7$.

11. Що таке кислоти-окисники? Навести приклади хімічних реакцій.

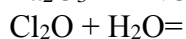
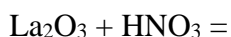
12. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити зазначені перетворення:

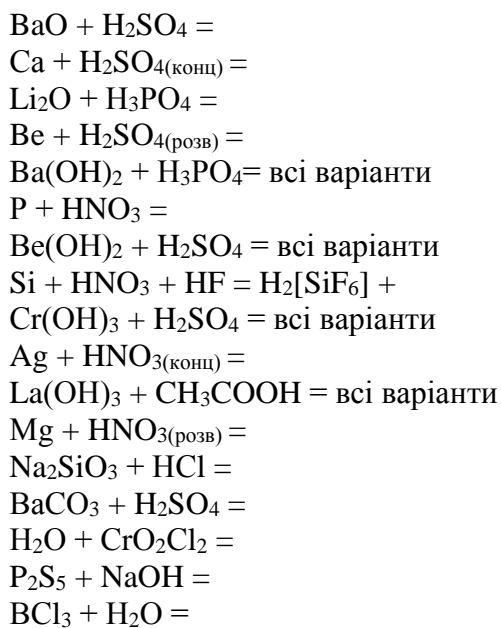


13. З якими з перелічених речовин буде реагувати сульфатна кислота: N_2O_5 , ZnO , $Al(OH)_3$, H_3PO_4 , BaO , La_2O_3 , P_2O_5 ?

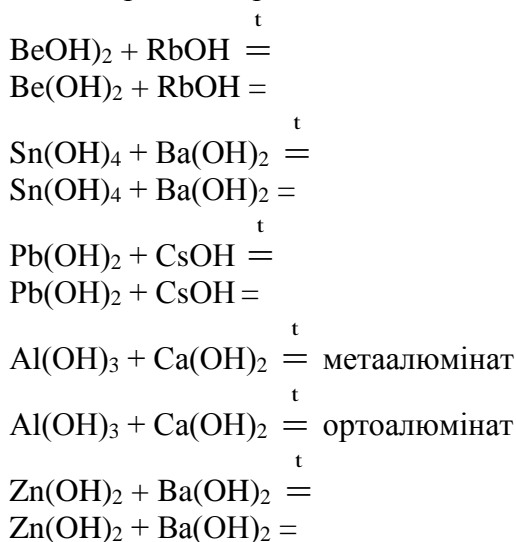
14. Напишіть рівняння реакцій, які доводять кислотний характер наступних сполук: ClO_3 , H_3AsO_4 , $HClO$, $HMnO_4$, H_2SeO_4 , SO_3 .

15. Закінчити рівняння реакцій:



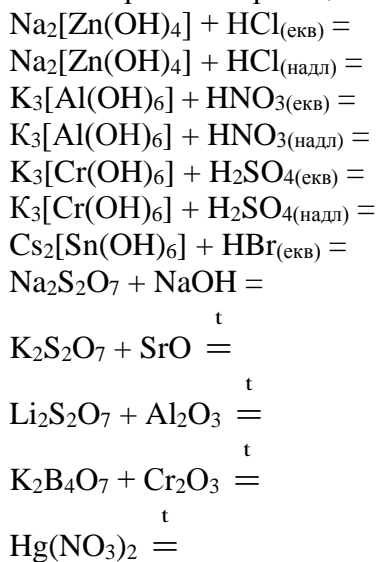


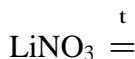
16. Закінчіть рівняння реакцій:



17. Які властивості виявляють $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$ при взаємодії з такими сполуками: HCl , CsOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2O , SrO , P_2O_5 , B_2O_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.

18. Закінчіть рівняння реакцій:





19. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{PdCl}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ виступає...
а) NH_3 б) Cl^- в) H_2O г) Pd^{2+} д) Pd^{4+}
20. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3](\text{OH})$ виступає...
а) NH_3 б) Cl^- в) Pt^{2+} г) OH^- д) Pt^{4+}
21. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2](\text{NO}_2)$ виступає...
а) Cl^- б) H_2O в) Cr^{3+} г) Cr^{2+} д) NO_2
22. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{CrSO}_4(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$ виступає...
а) Cr^{3+} б) SO_4^{2-} в) H_2O г) Cl^- д) Cr^{2+}
23. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ виступає...
а) Co^{2+} б) Co^{3+} в) NH_3 г) NO_2 д) Na^+
24. Назвіть комплексну сполуку $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:
а) купрум (II) гексаціаноферат (II);
б) дикупрум (II) гексаціаноферат (III);
в) ферум (III) гексаціанокупрум (II);
г) дикупрум (II) ферумгексаціанід;
д) ферум (II) гексаціанокупрум (II).
25. Назвіть комплексну сполуку $\text{Na}_2[\text{MnF}_6]$:
а) динатрій мангангексафлуорид;
б) натрій гексафлуоридоманган (II);
в) натрій гексафлуороманганат (II);
г) динатрій гексафлуороманганат (II);
д) натрій гексафлуороманган (II).
26. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$:
а) платина (IV) діаміндихлорид;
б) дихлородіамінплатина (IV);
в) платина (II) діаміндихлорид;
г) дихлородіамінплатина (II);
д) дихлородіамінплатинат.
27. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}(\text{NO}_2)_2]$:
а) кобальт (II) триамінхлориднітрат;
б) динітратохлоридотриамінкобальт (II);
в) динітрохлоротриамінкобальт (III);
г) кобальт (III) триамінхлориднітрат;
д) триамінхлориднітрокобальт (II).
28. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$:
а) хром (II) дихлоротетрааквахлорид;
б) хром (III) тетрааквадихлорохлорид;
в) дихлоротетрааквахром (III) хлорид;
г) хлорид дихлоротетрааквахрому (II);
д) хром (III) дихлоротетрааквахлорид.
29. Розрахуйте заряд комплексного йону, утвореного платиною (IV): $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^x$:
а) +2 б) +3 в) +4 г) -2 д) -4
30. Розрахуйте заряд комплексного йону, утвореного платиною (IV): $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^x$:
а) +4 б) +3 в) +2 г) +1 д) 0
31. Розрахуйте заряд комплексного йону, утвореного платиною (IV): $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^x$:
а) 0 б) +1 в) +2 г) +4 д) -2
32. Розрахуйте заряд комплексоутворювача у комплексному йоні $[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]^{2-}$:
а) -4 б) +1 в) +2 г) +4 д) -2

33. Розрахуйте заряд комплексоутворювача у комплексному йоні $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$:
а) -4 б) $+1$ в) $+2$ г) $+4$ д) -2
34. Визначити заряд комплексного іона, ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача у сполуках:



35. З переліку частинок Co^{2+} , NO_2^- , NH_3^0 , K^+ складіть шість формул комплексних сполук.
36. Напишіть вирази для констант нестійкості наступних комплексних іонів: $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$.
37. Напишіть рівняння реакцій дисоціації $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. В якому випадку випадає осад гідроксиду, якщо до розчинів цих солей додати лугу.
38. Напишіть в молекулярному та іонному виді рівняння реакції обміну, маючи на увазі, що утворена комплексна сполука нерозчинна у воді: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$