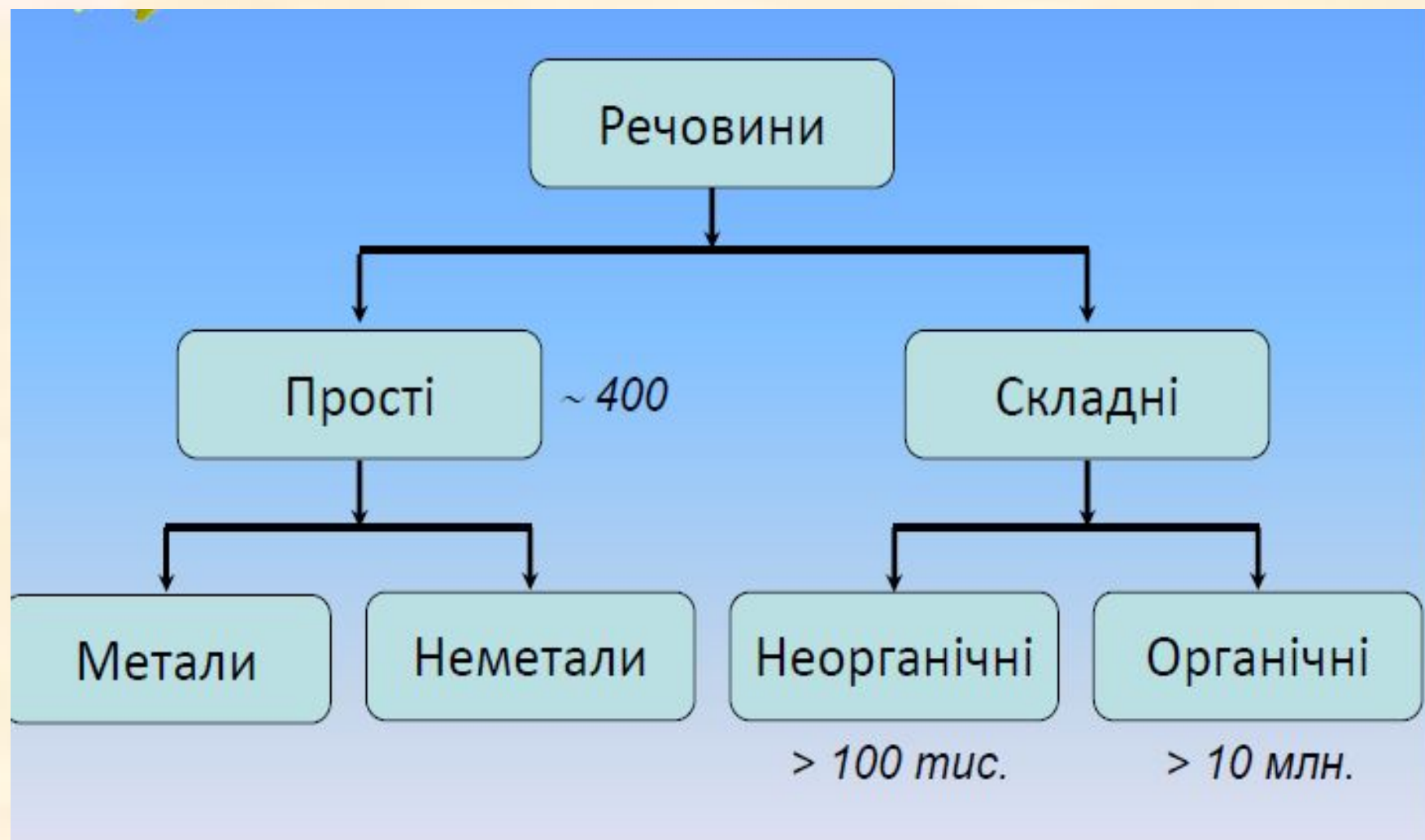


***Основні класи
неорганічних
сполук***

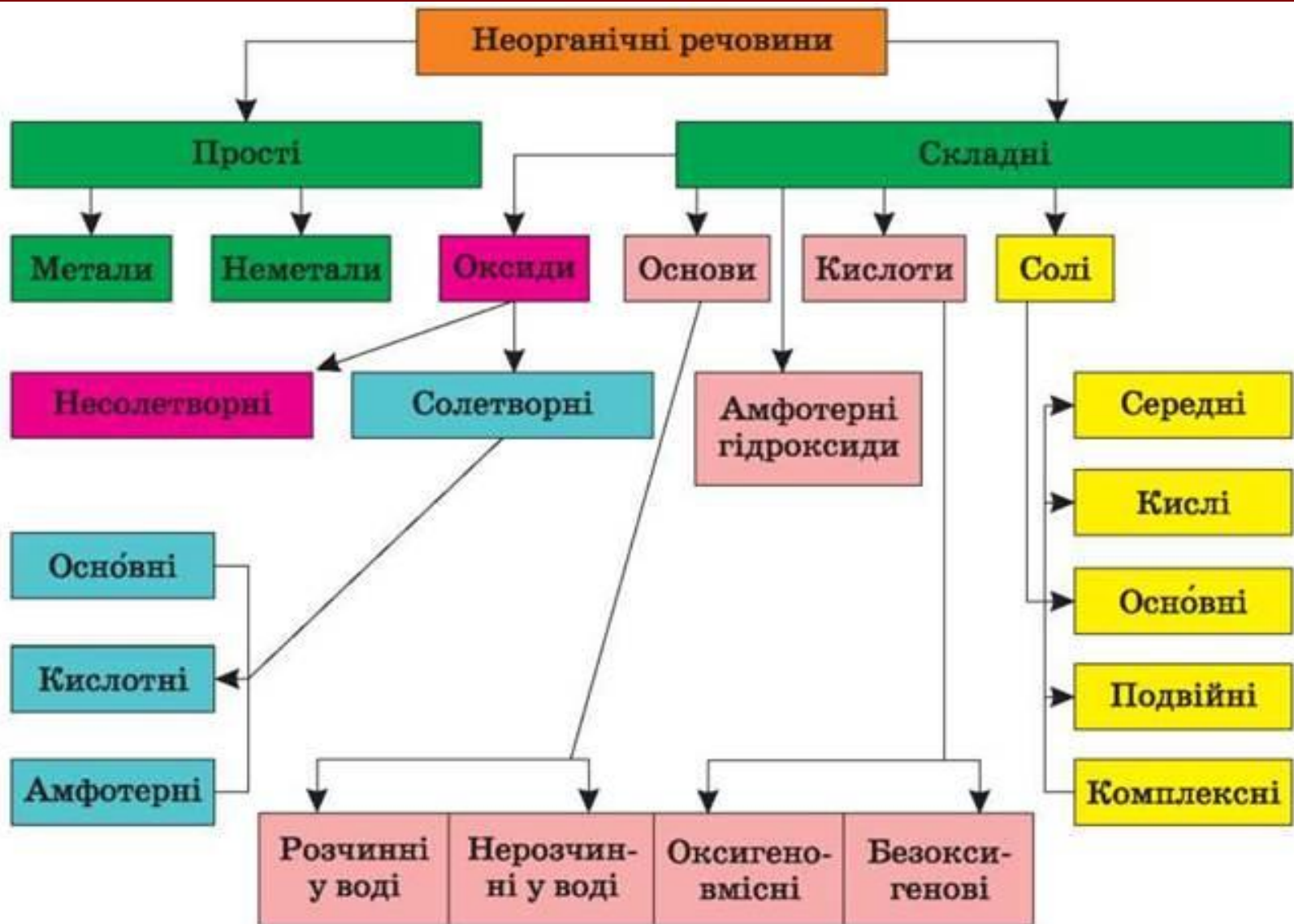
ПЛАН

1. Класифікація неорганічних сполук.
2. Оксиди:
 - номенклатура та класифікація;
 - методи добування;
 - хімічні властивості.
3. Основи:
 - номенклатура та класифікація;
 - методи добування;
 - хімічні властивості.
4. Кислоти:
 - номенклатура та класифікація;
 - методи добування;
 - хімічні властивості.
5. Солі:
 - номенклатура та класифікація;
 - методи добування;
 - хімічні властивості.

Класифікація усіх речовин



Класифікація неорганічних сполук



Оксиди – бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він проявляє ступінь окиснення мінус два (–2). В оксидах атоми Оксигену не зв’язані між собою.

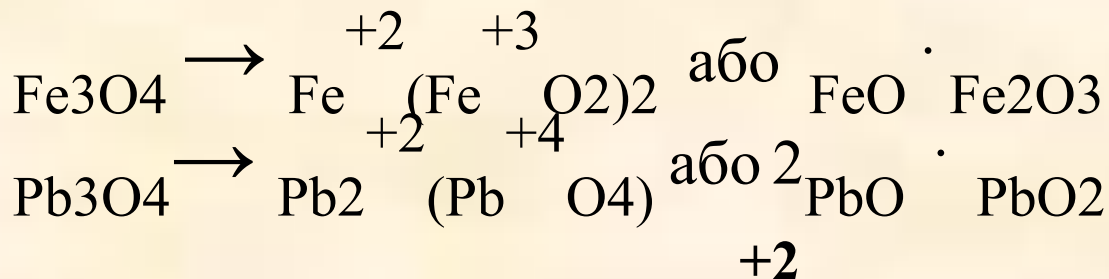
Сполуки елементів з Оксигеном, в яких є зв’язок між атомами

Оксигену, називають пероксидами:

До складу оксиду не повинен входити елемент в різних ступенях окиснення.

Тому такі бінарні сполуки, як ~~(H₂O, Fe₃O₄, Ni₃O₄, Na₂O)~~ зв’язаний з Оксигеном елемент проявляє різні ступені окиснення, до звичайних оксидів не належать,

їх можна розглядати як солі або подвійні оксиди.



Номенклатура оксидів

Назва оксидів складається із назви елемента в родовому відмінку та слова «оксид».

Якщо елемент утворює декілька оксидів, то ступінь окиснення елемента позначають у дужках римською цифрою.

Формула оксиду	Назва оксиду
Na_2O	Натрій оксид
N_2O	Нітроген (I) оксид
NO	Нітроген (II) оксид
Fe_2O_3	Ферум (III) оксид
CrO_3	Хром (VI) оксид

Класифікація оксидів

За агрегатним станом оксиди бувають:

- тверді (Na_2O , MgO , Al_2O_3 , CrO , MgO , MnO_2 , FeO , Fe_2O_3)
- рідкі (H_2O , SO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7).
- газоподібні (CO , CO_2 , N_2O , NO , NO_2 , SO_2 , Cl_2O)



**Фізичні властивості
оксидів**

**Молекулярна
кристалічна ґратка**
(низька температура
плавлення та кипіння,
розчинні у воді)

Тверді (P_2O_5)
Рідкі (H_2O , N_2O_3 , Mn_2O_7 ,
 Cl_2O_7)
Газоподібні (CO , CO_2 ,
 NO_2 , NO , SO_2)

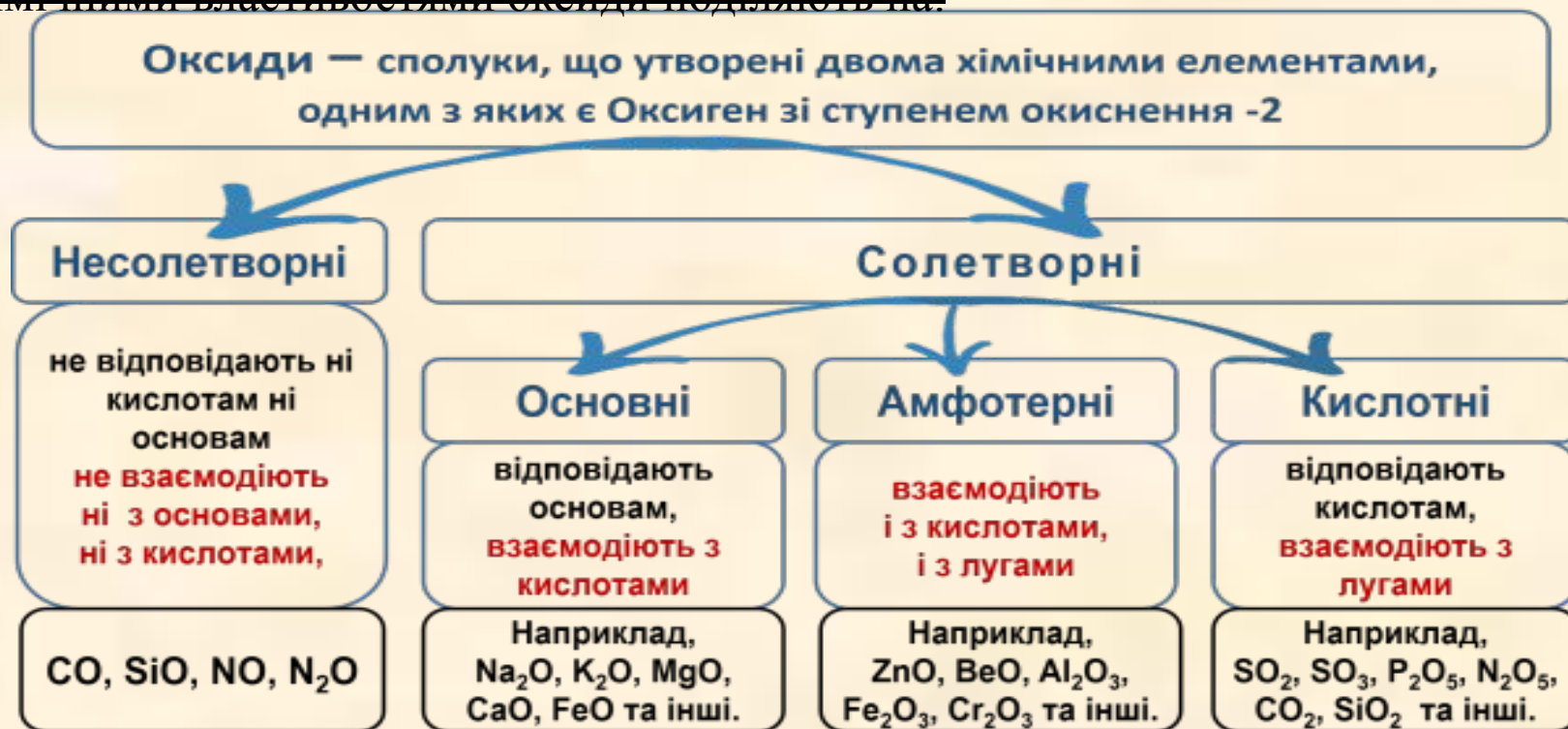
**Атомна кристалічна
ґратка**
(висока температура
плавлення та кипіння,
нерозчинні у воді)

Тверді
 SiO_2

**Йонна кристалічна
ґратка** (висока
температура плавлення та
кипіння, переважно
розчинні у воді)

Тверді
 CaO , Na_2O , Fe_2O_3 ,
 Cu_2O , CuO , BaO та
ін..

~~За хімічними властивостями оксиди поділяють на:~~



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

Несолетворні оксиди — це реакційноздатні сполуки, які вступають у хімічні реакції, але в результаті таких реакцій солі не утворюються. До них належать CO, SiO, NO, N₂O та деякі інші.

Основні - оксиди металів, гідрати яких є основами.

Основні оксиди утворюють s-елементи I групи (лужні метали) Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O ;

s-елементи II групи, крім оксиду берилію, MgO , CaO , SrO , BaO , RaO ;
d-елементи в їх нижчих ступенях окиснення (+1, +2, рідше +3); Cu_2O , Ag_2O , CrO , MnO , FeO , CoO , NiO та інші.

Кислотні - оксиди, гідрати яких є кислотами.

До кислотних оксидів належать оксиди неметалів та оксиди металів в їх вищих ступенях окиснення.

Так, оксиду CO_2 відповідає вугільна кислота H_2CO_3 , оксиду P_2O_5 — ортофосфорна кислота H_3PO_4 , оксиду Cl_2O_7 — хлорна кислота HClO_4 .

Амфотерні - оксиди, які мають водночас властивості основних та кислотних оксидів, а їх гідроксиди є амфотерними (амфолітами).

До амфотерних оксидів належать BeO , оксиди деяких p-елементів Al_2O_3 , SnO , SnO_2 , PbO_2 , As_2O_3 , а також ZnO і оксиди d-елементів в їх проміжному ступені окиснення.

Хімічні властивості оксидів та відповідні форми гідроксидів

Ступінь окиснення елемента	Формула оксиду	Формула гідроксиду	Хімічні властивості оксидів		
			основний	амфотерний	кислотний
1	E_2O	$E(OH)$	Li, Na, K, Rb, Fr, Cu^* , Ag^* , Au^* , Hg^*	–	Cl, Br
2	EO	$E(OH)_2$	Mg, Ca, Sr, Ba, Cd, Hg^* , Cr, Mn, Fe	Be, Zn, Cu, Ge, Sn, Pb, Pt, Pd	–
3	E_2O_3	$E(OH)_3$ $EO(OH)$	Tl, V, Mn, Re	Au, Al, Sc, Sb, Cr, Fe, Ni, Co	B, N, P, As
4	EO_2	$E(OH)_4$ $EO(OH)_2$	–	Sn, Pb, Ti, V, Mn, Pt	C, Si, S, Se, Te
5	E_2O_5	$E(OH)_5$ $EO(OH)_3$ $EO_2(OH)$	–	Nb, Ta	N, P, V, As, Sb
6	EO_3	$EO_2(OH)_2$	–	–	S, Se, Te, Cr, Mo, W, Mn, Fe^* , Xe
7	E_2O_7	$EO_3(OH)$	–	–	Cl, I, Mn
8	EO_4	$EO_2(OH)_4$	–	–	Os, Rn, Xe

діагоналю 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.

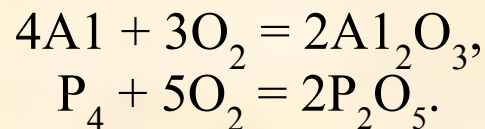
Основні оксиди	Амфотерні оксиди	Кислотні оксиди
+2 Mn O	+4 Mn O ₂	+7 Mn ₂ O ₇
+2 Cr O	+3 Cr ₂ O ₃	+6 Cr O ₃
+2 V O	+4 V O ₂	+5 V ₂ O ₅
+2 Fe O	+3 Fe ₂ O ₃	+6 [Fe O ₃]*

*

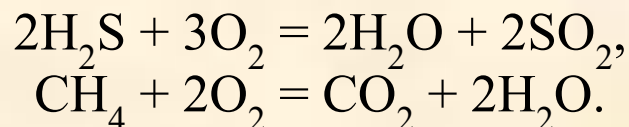
– оксиду такого складу не добуто, проте добуто солі Na₂FeO₄.

Методи добування оксидів

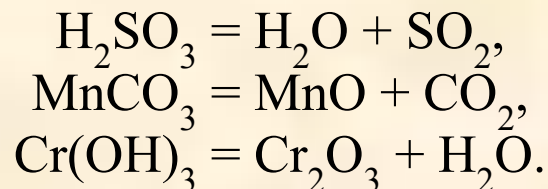
1. Взаємодія простих речовин з киснем:



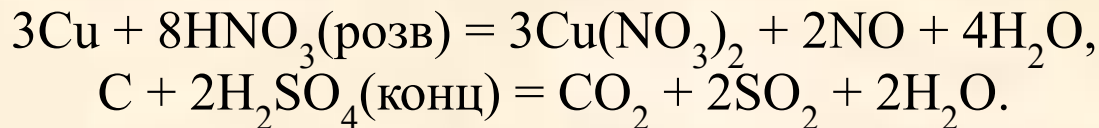
2. Горіння водневмісних неорганічних та органічних сполук в атмосфері кисню або на повітрі:



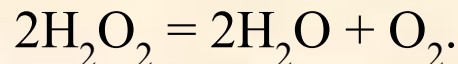
3. Термічний розклад основ, кисневмісних кислот та їх солей:



4. Взаємодія кислот-окисників з металами та неметалами:



5. Розклад пероксидів:



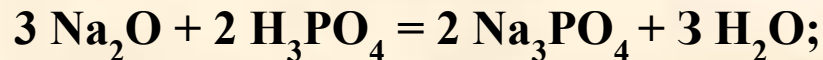
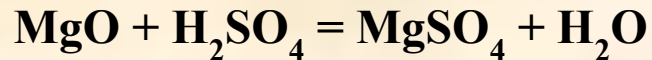
Хімічні властивості оксидів

Основні оксиди

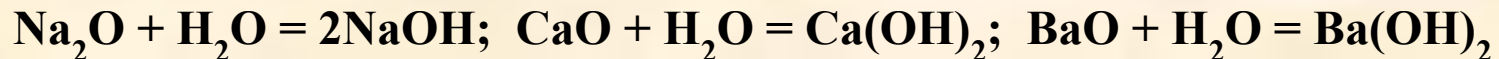
1. Взаємодія з кислотними оксидами за звичайних умов та амфотерними оксидами при сплавленні:



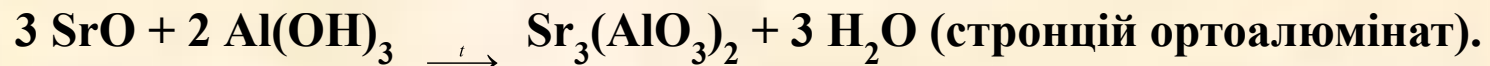
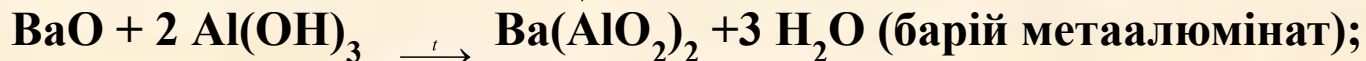
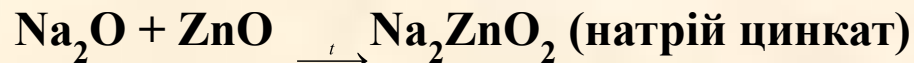
2. Взаємодія з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:



3. Більшість основних оксидів безпосередньо з водою не взаємодіють. Лише оксиди лужних металів, кальцію, стронцію та барію взаємодіють з водою, утворюючи розчинні у воді основи - луги:

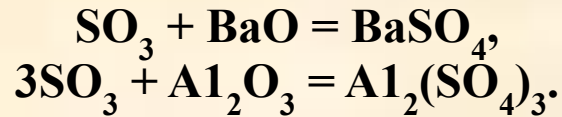


4. При стопленні основні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами, які виявляють при цьому свої кислотні властивості, а елементи, якими вони утворені, входять до складу кислотного залишку:

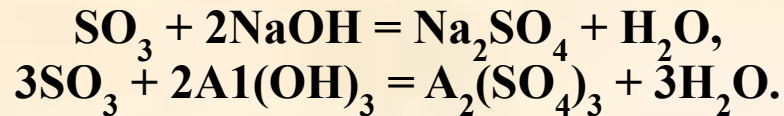


Кислотні оксиди

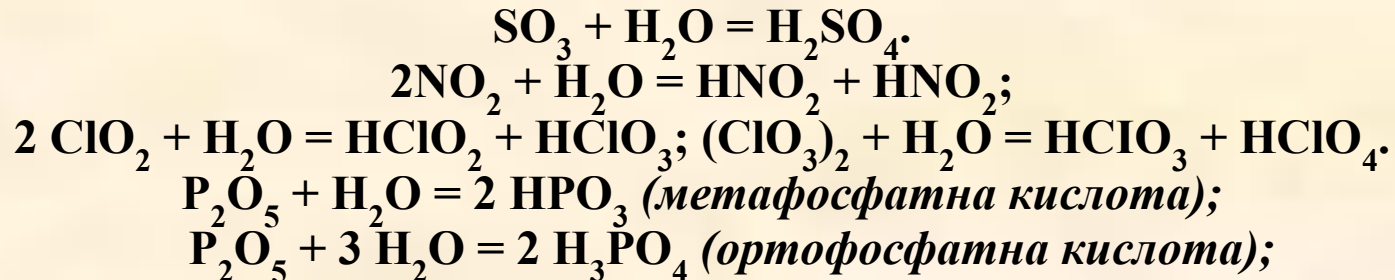
1. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами:



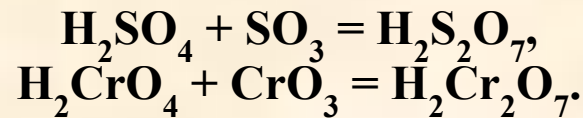
2. Взаємодія з основами та амфотерними гідроксидами:



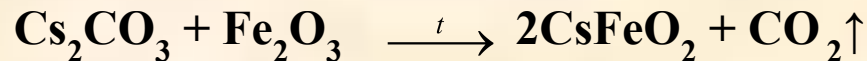
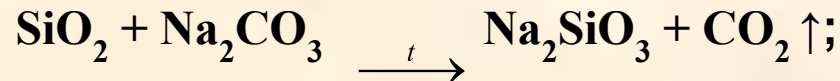
3. Взаємодія з водою:



4. Кислотні оксиди здатні взаємодіяти з кислотами з утворенням комплексних та ізополікислот:

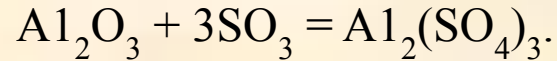
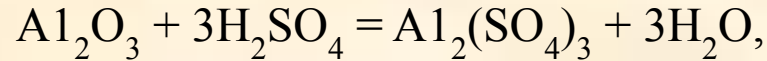


5. При стоплені кислотні оксиди здатні витіснити більш леткі кислотні оксиди з солей:

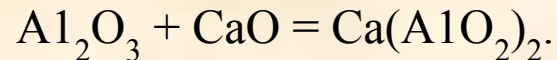
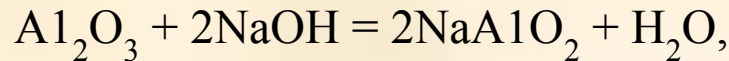


Амфотерні оксиди.

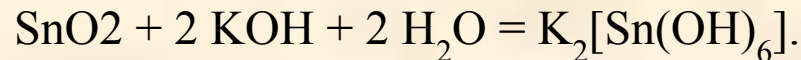
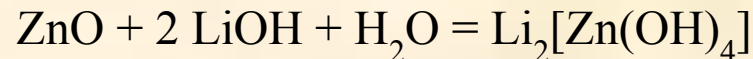
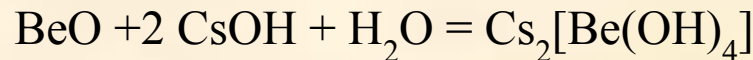
1. Взаємодія з кислотами та кислотними оксидами:



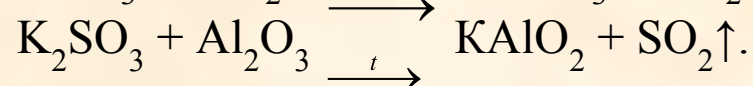
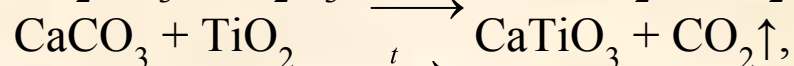
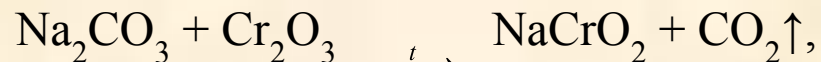
2. Взаємодія основами та основними оксидами:



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

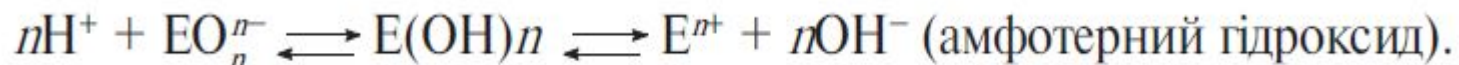
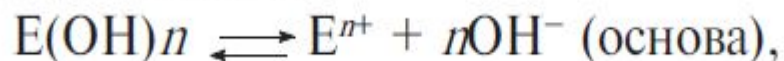


4. При стопленні здатні витіснити легкі кислотні оксиди з солей:

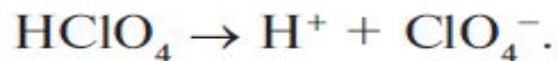


Продукти взаємодії основних та кислотних оксидів з водою об'єднують під загальною назвою *гідроксидів*. Склад гідроксидів виражають загальною формулою $E(OH)_n$, де n – валентність елемента E . Гідроксиди, залежно від хімічної природи елемента, можуть бути основами, кислотами або амфотерними.

Належність гідроксидів до тієї чи іншої групи визначається їх електролітичною дисоціацією:



Хлор — типовий неметал, тому дисоціація хлорної кислоти відбувається за кислотним типом:

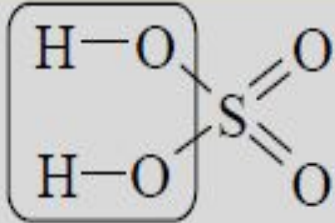
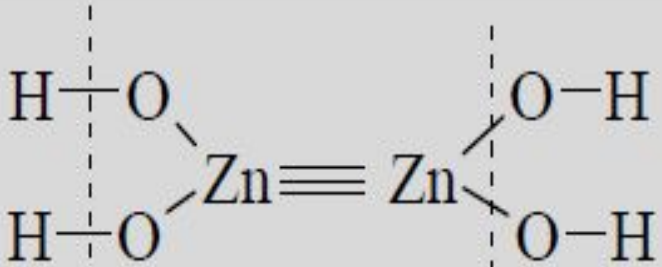


Алюміній — амфотерний метал, тому дисоціація його гідроксиду відбувається як за основним, так і за кислотним механізмами:



Енергія зв'язку $E - O$ та $O - H$ залежить також від заряду та радіуса атома елемента.

Гідроксиди – продукти взаємодії солетвірних оксидів з водою.

Гідроксиди	Формула	Графічна формула	Назва
Кислотні	H_2SO_4		сульфатна кислота
Основні	$NaOH$	$Na-OH$	натрій гідроксид
Амфотерні	$Zn(OH)_2$		цинк гідроксид

Основи - це складні речовини, у яких атом металічного елемента сполучений з однією або кількома гідроксидними групами.

Номенклатура основ

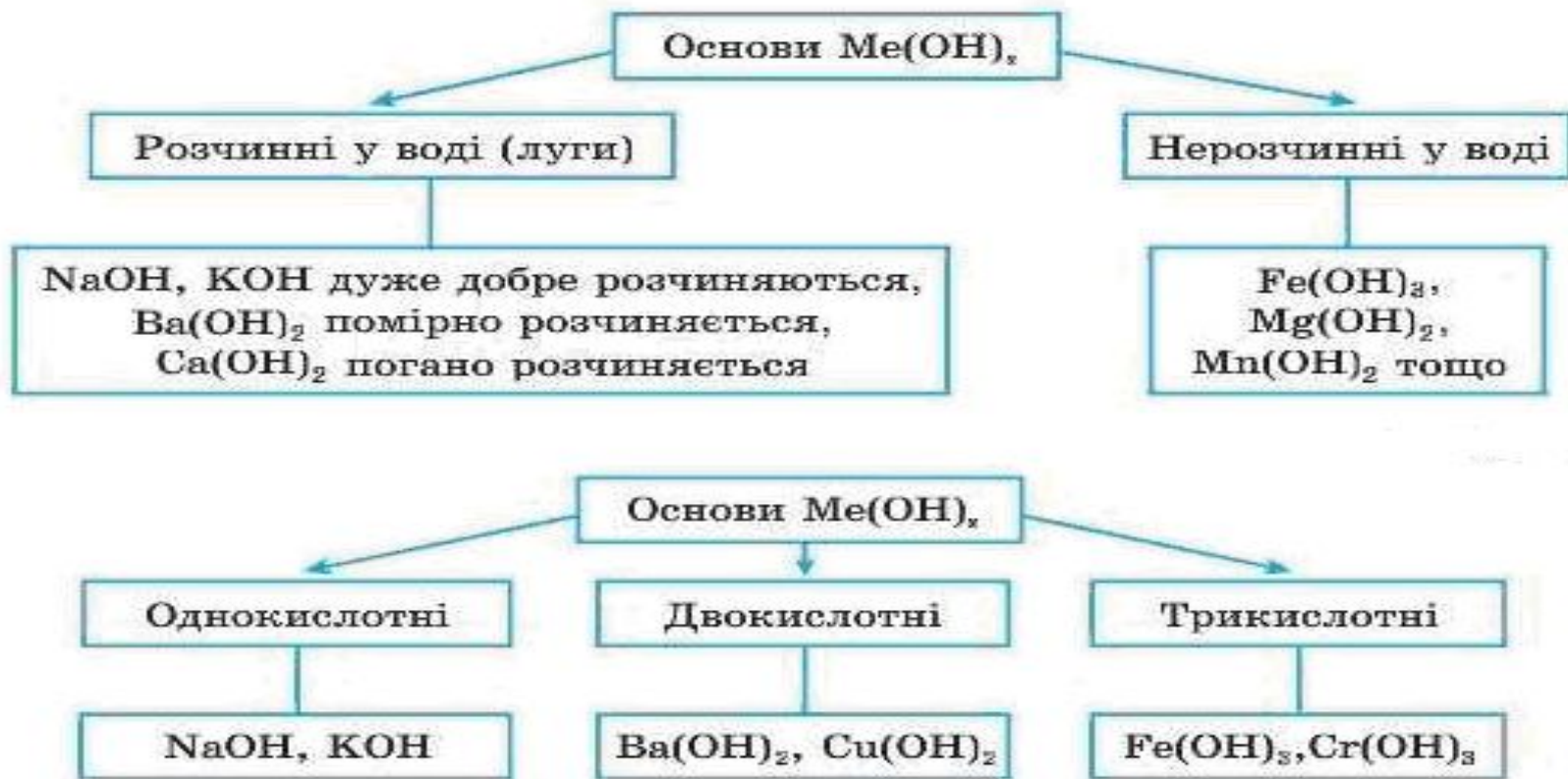
Назви основ утворюються з назви катіона, за якою в дужках римськими цифрами йде ступінь окиснення елемента, і слово *гідроксид*

Формула основи	Назва основи
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	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

Класифікація основ

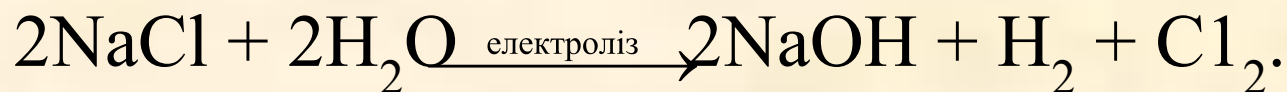
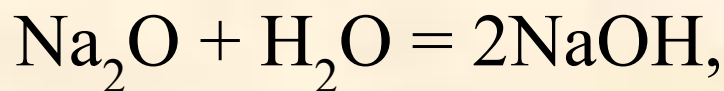
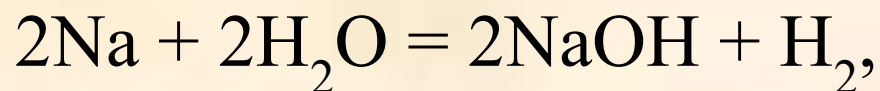


За силою (за ступенем дисоціації) основи поділяються на:

- сильні $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ba(OH)_2$;
- основи середньої сили $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$;
- слабкі $Sn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Bi(OH)_3$ тощо.

Методи добування основ

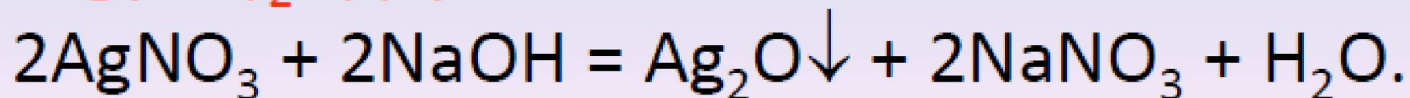
1. Розчинні у воді основи одержують взаємодією лужних, лужноземельних металів або їх оксидів з водою, а також електролізом водних розчинів хлоридів цих металів:



2. Нерозчинні у воді основи одержують реакцією обміну: дією лугів на водні розчини відповідних солей:

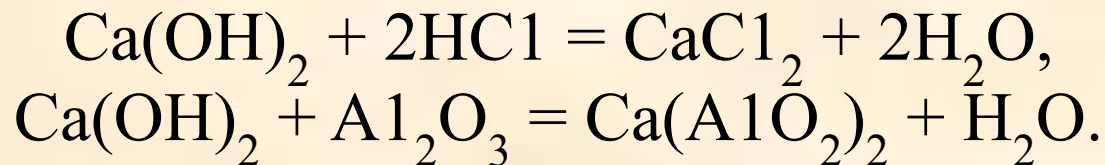


AgOH і Hg(OH)₂ одержати неможливо:

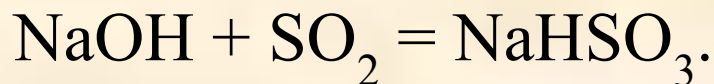
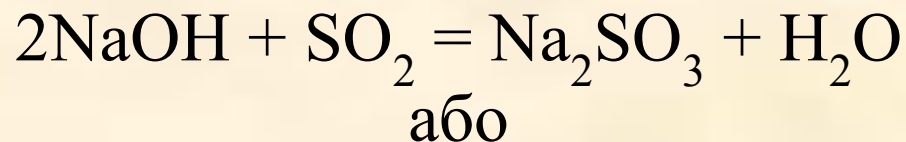


Хімічні властивості основ

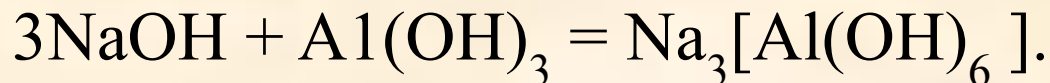
1. Взаємодія з кислотами:



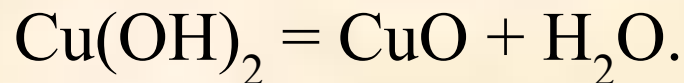
2. Взаємодія з кислотними оксидами:



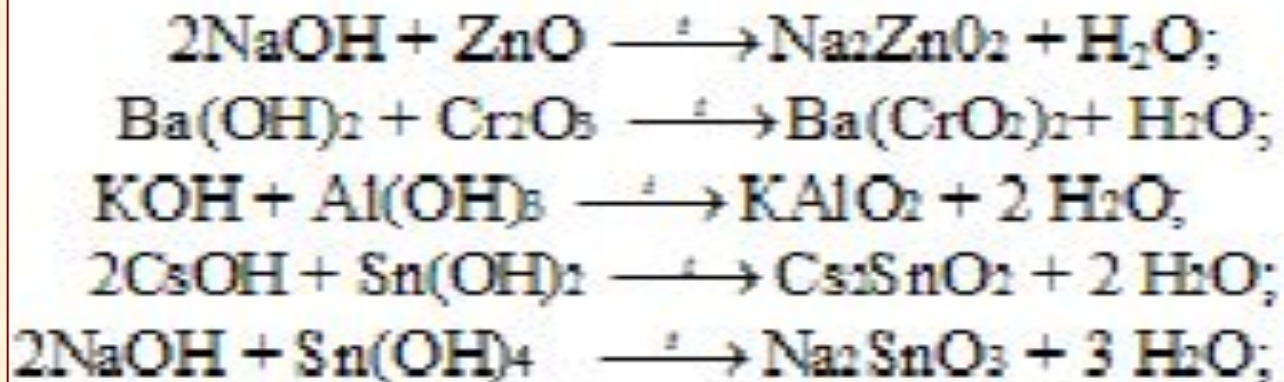
3. Взаємодія з амфотерними оксидами та гідроксидами:



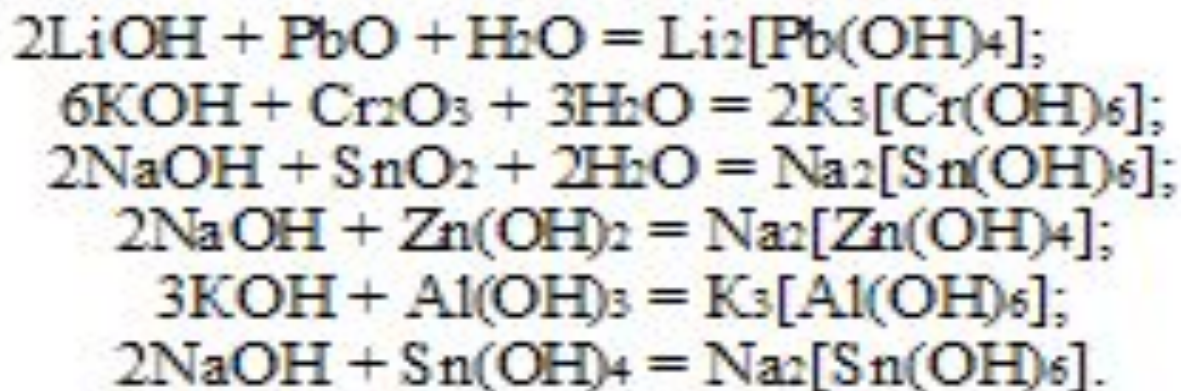
4. Розклад при нагріванні:

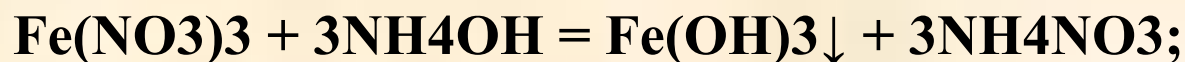
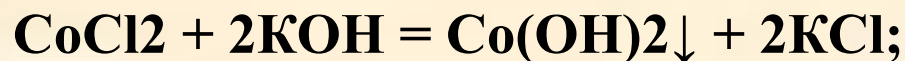


Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами при стопленні:

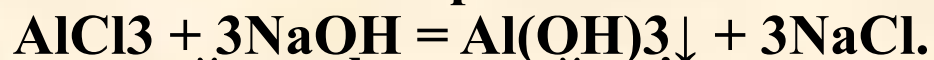


а у водному розчині утворюються гідросокомплекси:



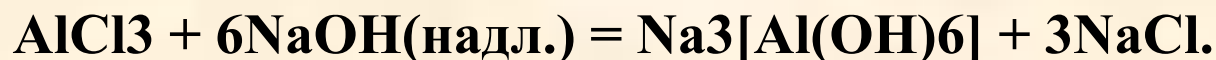
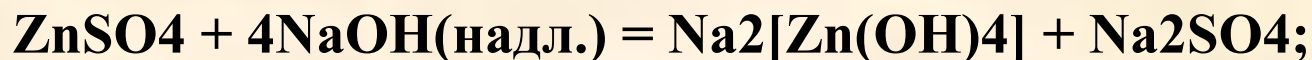


В двох останніх реакціях за наявності надлишку розчинної основи



утворений амфотерний гідроксид розчиняється з утворенням

гідроксокомплексів:





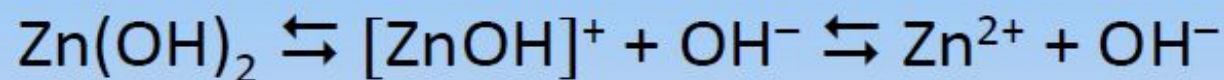
Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – можуть взаємодіяти з кислотами або з основами з утворенням солі та води.

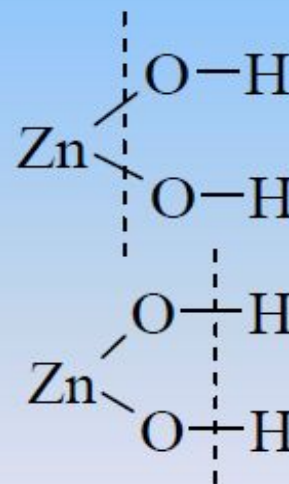
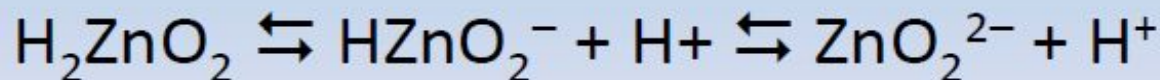
Утворені металами:

✓ А-груп: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$;

✓ В-груп у проміжних С.О.: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.



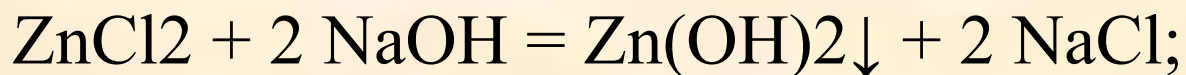
↓↑



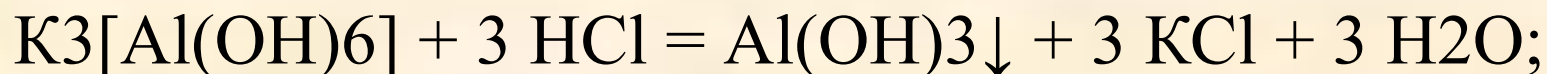
За рахунок однакової кількості утворених іонів H^+ та OH^- не змінюють забарвлення індикаторів.

Добування амфотерних гідроксидів

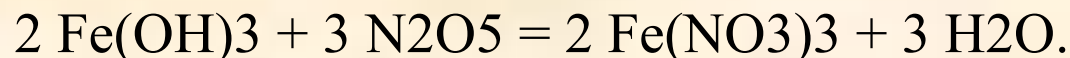
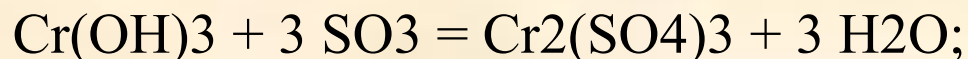
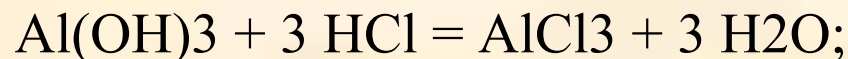
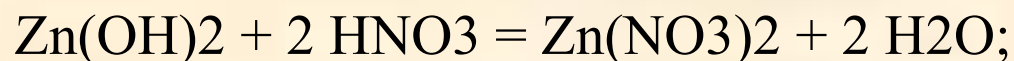
1. Взаємодія солей з лугами в еквівалентних кількостях:



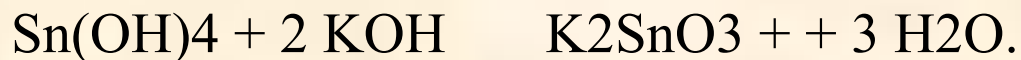
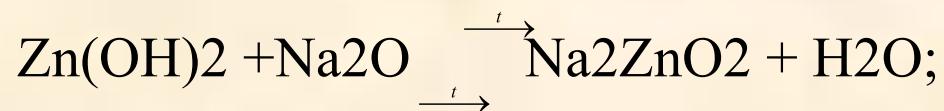
2. Взаємодія солей, де елемент, якому відповідає амфотерний гідроксид, входить до складу кислотного залишку, з кислотами в еквівалентних кількостях:



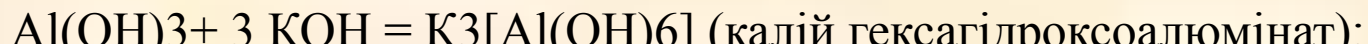
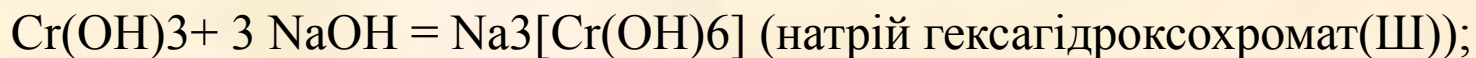
оксидами з утворенням солей. В останніх елемент амфотерного гідроксиду входить до складу катіона:



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:

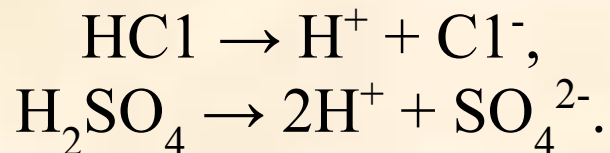


Кислоти

Кислотами називають сполуки, які містять іони водню, що здатні заміщуватися на метал (або металоподібну групу атомів) і утворювати при цьому солі.

До складу кислот входять один або декілька **іонів водню** та **кислотний залишок**.

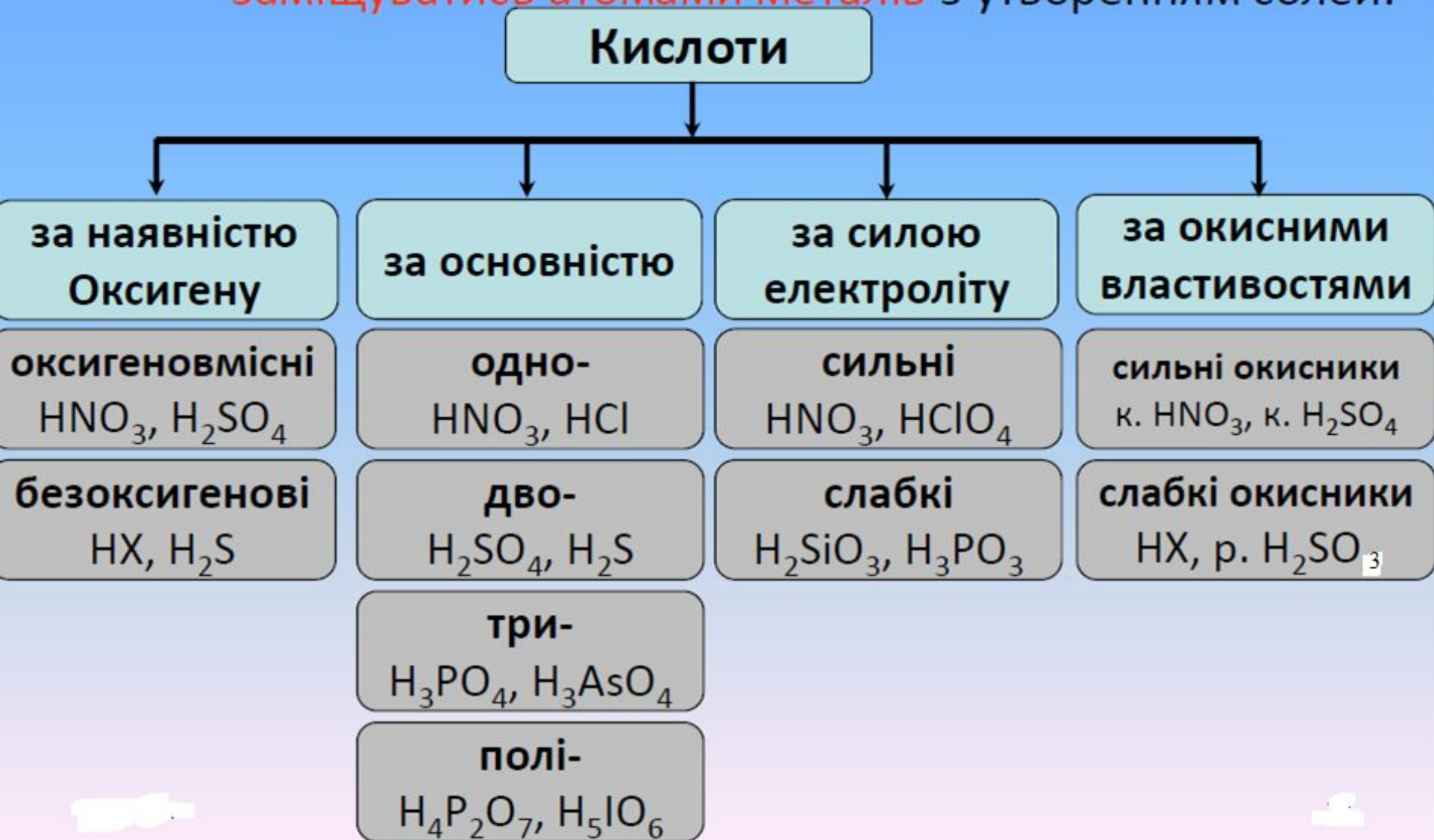
З точки зору теорії електролітичної дисоціації *кислотами* називають електроліти, при дисоціації яких як катіони утворюються лише катіони водню H^+ :



Кількість іонів водню в молекулі кислоти, здатних заміщуватися на метал або металоподібну групу атомів з утворенням солей, визначає її основність.

Кислоти

Кислоти – сполуки, в яких атоми Гідрогену у їх складу можуть заміщуватись атомами металів з утворенням солей.



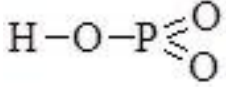
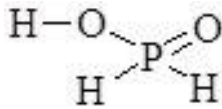
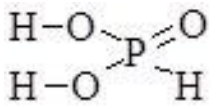
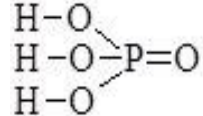
Кислоти. Фізичні властивості



- ✓ за н. у. **тверді** (H_2SiO_3 , H_3BO_3 , H_3PO_4), **рідкі** (H_2SO_4 , HNO_3);
- ✓ **добре розчинні у воді** (крім H_2SiO_3);
- ✓ водні розчини газоподібних **сполук Гідрогену** з деякими **неметалами** (HX , H_2S , HCN) – кислоти;
- ✓ **кислі** на смак, роз'їдають тканини, шкіру;
- ✓ усі кислоти **змінюють забарвлення індикаторів.**

Основність деяких оксигеновмісних кислот фосфору

Основність – кількість атомів Гідрогену, зв'язаних з центральним атомом через атом Оксигену (к-сть OH-груп).

Назва	Формула	Графічна формула	Основність
Метафосфатна	HPO_3		1
Гіпофосфітна	H_3PO_2		1
Фосфітна	H_3PO_3		2
Ортофосфатна	H_3PO_4		3

Полікислоти

Ізополікислоти

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 H_2SO_4 і SO_3 в H_2SO_4 та H_2SO_7 самої кислоти із зарядом -2 , що дорівнює ступеню окиснення заміщуваного атому кисню.

Звичайна кислота	H_2CrO_4	H_3PO_4
Приклади ізополікислот	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{H}_2\text{CrO}_3(\text{CrO}_4)$ $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10} = \text{H}_2\text{CrO}_2(\text{CrO}_4)_2$ $\text{H}_2\text{Cr}_5\text{O}_{16} = \text{H}_2\text{Cr}(\text{CrO}_4)_4$	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 = \text{H}_3\text{PO}_3(\text{HPO}_4)$ $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ $\text{H}_3\text{PO}_2(\text{HPO}_4)_2$

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	$H_3P(Mo_3O_{10})_4$	$H_4Si(W_3O_{10})_4$	$H_2S_2O_3$	H_2SO_5

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

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

H_3AsS_4 – тетратіортоарсенатна кислота;

H_2SO_5 – пероксосульфатна кислота.

Традиційні *назви кисневмісних кислот* утворюють із назви кислотоутворюючого елемента і слова «кислота».

При цьому назва кислоти, в якій елемент виявляє вищий ступінь окиснення, має закінчення *-на, -ієва (-єва), -ова*.

Із зниженням ступеня окиснення кислотоутворюючого елемента закінчення кислот змінюються у такій послідовності:

-нувата, -иста, -нுவатиста.

H_2CO_3 – вугільна (карбонатна) кислота;

HNO_2 – азотиста (нітритна) кислота;

HNO_3 – азотна (нітратна) кислота;

H_2SO_3 – сірчиста (сульфітна) кислота;

H_2SO_4 – сірчана (сульфатна) кислота;

HClO – хлорнுவатиста (гіпохлоритна) кислота;

HClO_2 – хлориста (хлоритна) кислота;

HClO_3 – хлорнувата (хлоратна) кислота;

HClO_4 – хлорна (перхлоратна) кислота.



Кислоти. Номенклатура

Номенклатура –

хімічна (систематична або раціональна) і **тривіальна**.

Кислота		Аніон (-іон)	
назви, формула	графічна формула	назви, формула	графічна формула
Хлоридна – HCl, хлороводнева, (хлористоводнева, соляна)	$\text{H}-\text{Cl}$	хлорид, Cl^-	$-\text{Cl}$
Манганатна (VII) – HMnO_4 , перманганатна	$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{Mn}}=\text{O}$	манганат (VII), перманганат, MnO_4^-	$-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{Mn}}=\text{O}$
Сульфатна (IV) – H_2SO_3 , сульфітна (сірчиста)	$\text{H}-\text{O}-\text{S}=\text{O}$ $\text{H}-\text{O}$	сульфат (IV), сульфіт, SO_3^{2-}	$-\text{O}-\text{S}=\text{O}$ $-\text{O}$
Сульфатна (VI) – H_2SO_4 (сірчана)	$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}=\text{O}$ $\text{H}-\text{O}$	сульфат (VI), SO_4^{2-}	$-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{S}}=\text{O}$ $-\text{O}$
Нітратна (III) – HNO_2 , нітритна (азотиста)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	нітрат (III), нітрит, NO_2^-	$-\text{O}-\text{N}=\text{O}$
Нітратна (V) – HNO_3 , нітратна (азотна)	$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{N}}=\text{O}$	нітрат (V), нітрат, NO_3^-	$-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{N}}=\text{O}$
Карбонатна – H_2CO_3 (вугільна)	$\text{H}-\text{O}-\text{C}=\text{O}$ $\text{H}-\text{O}$	карбонат, CO_3^{2-}	$-\text{O}-\text{C}=\text{O}$ $-\text{O}$

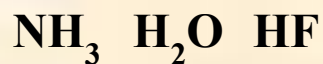
Номенклатура кислот

Кислота		Аніон (-іон)	
назва, формула	графічна формула	назва, формула*	графічна формула
Хлоридна – HCl, хлороводнева, (хлористоводнева)	H-Cl	хлорид, Cl ⁻	-Cl
Бромідна – HBr, бромоводнева	H-Br	бромід, Br ⁻	-Br
Йодидна – HI, йодоводнева	H-I	йодид, I ⁻	-I
Хлоратна (I) – HClO, гіпохлоритна (хлорнуватиста)	H-O-Cl	хлорат (I), гіпохлорит, ClO ⁻	-O-Cl
Хлоратна (III) – HClO ₂ , хлоритна, (хлориста)	H-O-Cl=O	хлорат (III), хлорит, ClO ₂ ⁻	-O-Cl=O
Хлоратна (V) – HClO ₃ , хлорна (хлорнувата)	H-O-Cl $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	хлорат (V), хлорат, ClO ₃ ⁻	-O-Cl $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$
Хлоратна (VII) – HClO ₄ , перхлоратна (перхлорна)	H-O-Cl $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	хлорат (VII), перхлорат, ClO ₄ ⁻	-O-Cl $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$
Манганатна (VII) – HMnO ₄ , перманганатна	H-O-Mn $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	манганат (VII), перманганат, MnO ₄ ⁻	-O-Mn $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$
Сульфатна (IV) – H ₂ SO ₃ , сульфітна (сірчиста)	H-O $\begin{matrix} \diagup \text{S} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ =O	сульфат (IV), сульфіт, SO ₃ ²⁻	-O $\begin{matrix} \diagup \text{S} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ =O
Сульфатна (VI) – H ₂ SO ₄ (сірчана)	H-O $\begin{matrix} \diagup \text{S} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	сульфат (VI), SO ₄ ²⁻	-O $\begin{matrix} \diagup \text{S} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$
Нітратна (III) – HNO ₂ , нітритна (азотиста)	H-O-N=O	нітрат (III), нітрит, NO ₂ ⁻	O=N-O-
Нітратна (V) – HNO ₃ , нітратна (азотна)	H-O-N $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	нітрат (V), нітрат, NO ₃ ⁻	-O-N $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$
Фосфатна (V) – H ₃ PO ₄ , ортофосфатна, (фосфорна)	H-O $\begin{matrix} \diagup \text{P} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	фосфат (V), ортофосфат, PO ₄ ³⁻	-O $\begin{matrix} \diagup \text{P} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$
Карбонатна – H ₂ CO ₃ (вугільна)	H-O $\begin{matrix} \diagup \text{C} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ =O	карбонат, CO ₃ ²⁻	-O $\begin{matrix} \diagup \text{C} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ =O

*при умові повного заміщення атомів Гідрогену.

Сила кислот

Сила безкисневих кислот



Зростання сили кислот в періоді

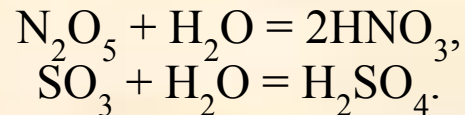
Зростання сили кислот в підгрупі

Сила оксигеномісних кислот

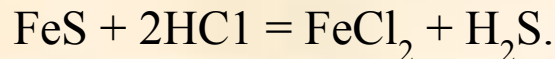
1 група	2 група	3 група	4 група
$\text{E}(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_n$	$\text{EO}(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+1}$	$\text{EO}_2(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+2}$	$\text{EO}_3(\text{OH})_n = \text{H}_n\text{EO}_{n+3}$
HClO HBrO HIO H_3AsO_3 H_4GeO_4 H_6TeO_6	HClO_2 H_2SO_3 H_2SeO_3 H_2TeO_3 H_3PO_4 H_3AsO_4	HClO_3 HIO_3 HNO_3 H_2SO_4 H_2SeO_4	HClO_4 HMnO_4 H_2CrO_4
Слабка кислота	Середня кислота	Сильна кислота	Дуже сильна кислота

Методи добування кислот

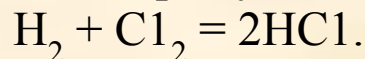
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:



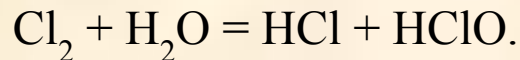
2. Окремі кислоти одержують реакцією між сіллю та кислотою.:



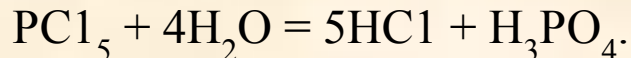
3. Безкисневі кислоти одержують спочатку у вигляді галогеноводнів, які розчиняють у воді, і таким чином отримують відповідну кислоту.



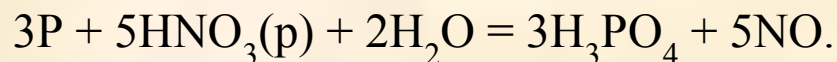
4. Окремі кислоти отримують взаємодією активних неметалів з водою, при цьому утворюються дві кислоти — безкиснева і кисневмісна:



5. Деякі кислоти одержують гідролізом відповідних галогенідів:

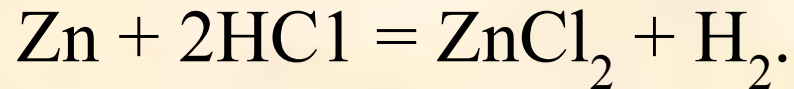


6. Деякі неметали при взаємодії з азотною кислотою окиснюються до нових кислот:

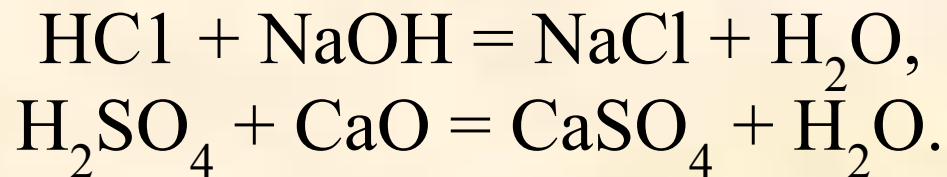


Хімічні властивості кислот

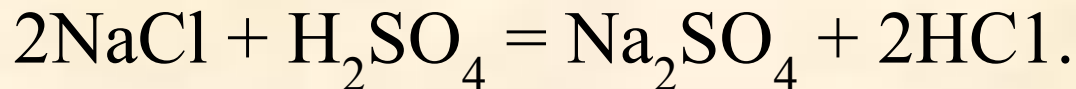
1. Взаємодія з металами :



2. Взаємодія з основами та основними оксидами:



3. Взаємодія з солями:

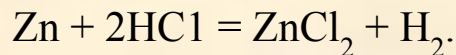


4. Взаємодія кислот з неметалами з утворенням нових кислот:

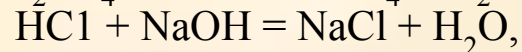
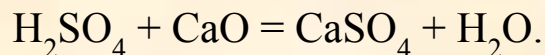


Хімічні властивості кислот

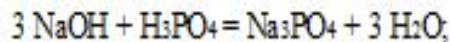
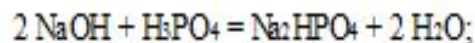
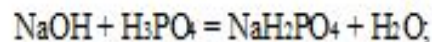
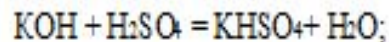
5. Взаємодія з металами :



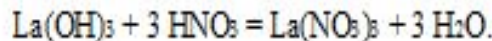
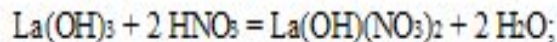
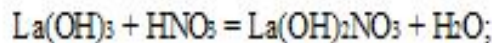
6. Взаємодія з основами та основними оксидами:



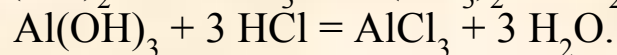
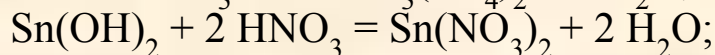
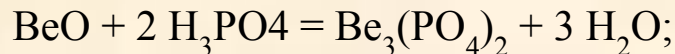
кислі:



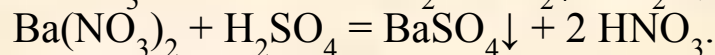
або основні солі:



7. Взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами.



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



Электрохимический ряд напряжений металлов

Li K Ca Mg **Al** Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Ag Au



Взаимодействие с кислотами - окислителями	Активные	Средней активности	Малоактивные
	до Al	от Al до Pb	После Pb
С конц. H_2SO_4	H_2S	S (или SO_2)	SO_2
С разб. HNO_3	NH_4NO_3	NO	NO
С конц. HNO_3	N_2O	NO_2	NO_2

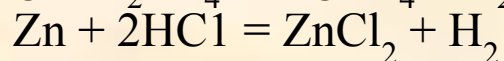
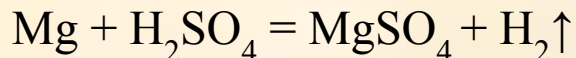
NB! Указан наиболее вероятный продукт восстановления. Возможно одновременное выделение нескольких продуктов.

Холодная концентрированная серная кислота и концентрированная азотная кислота пассивирует Al, Fe, Cr; при нагревании пассивирующие пленки растворяются, и взаимодействие с кислотой протекает интенсивно.

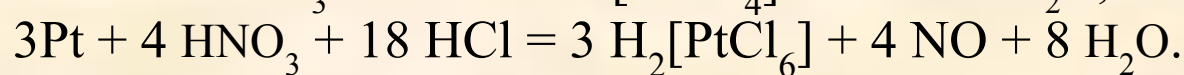
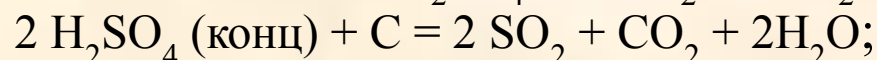
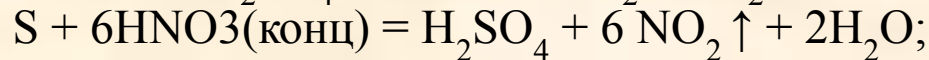
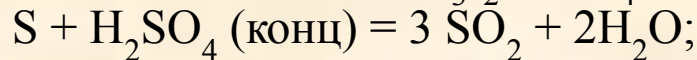
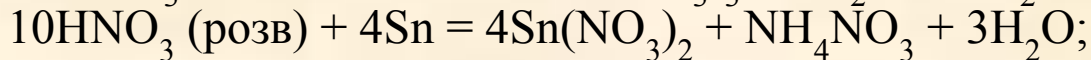
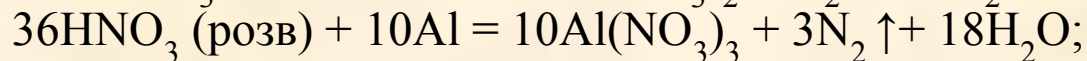
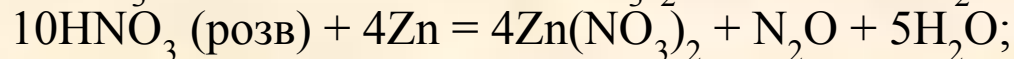
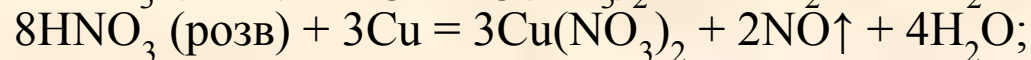
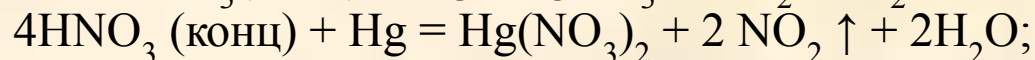
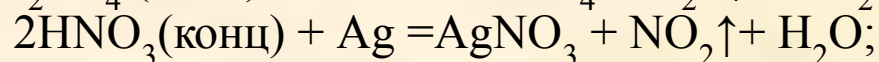
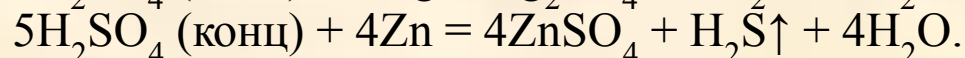
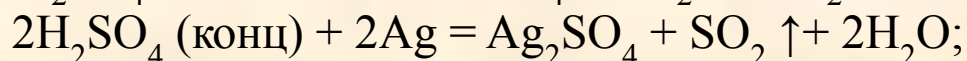
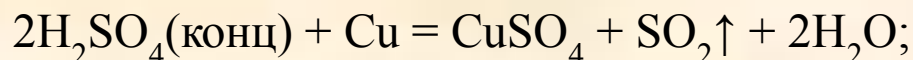
Благородные металлы Pt, Au и др. не реагируют с кислотами.

Хімічні властивості кислот

9. Взаємодія з металами та неметалами :

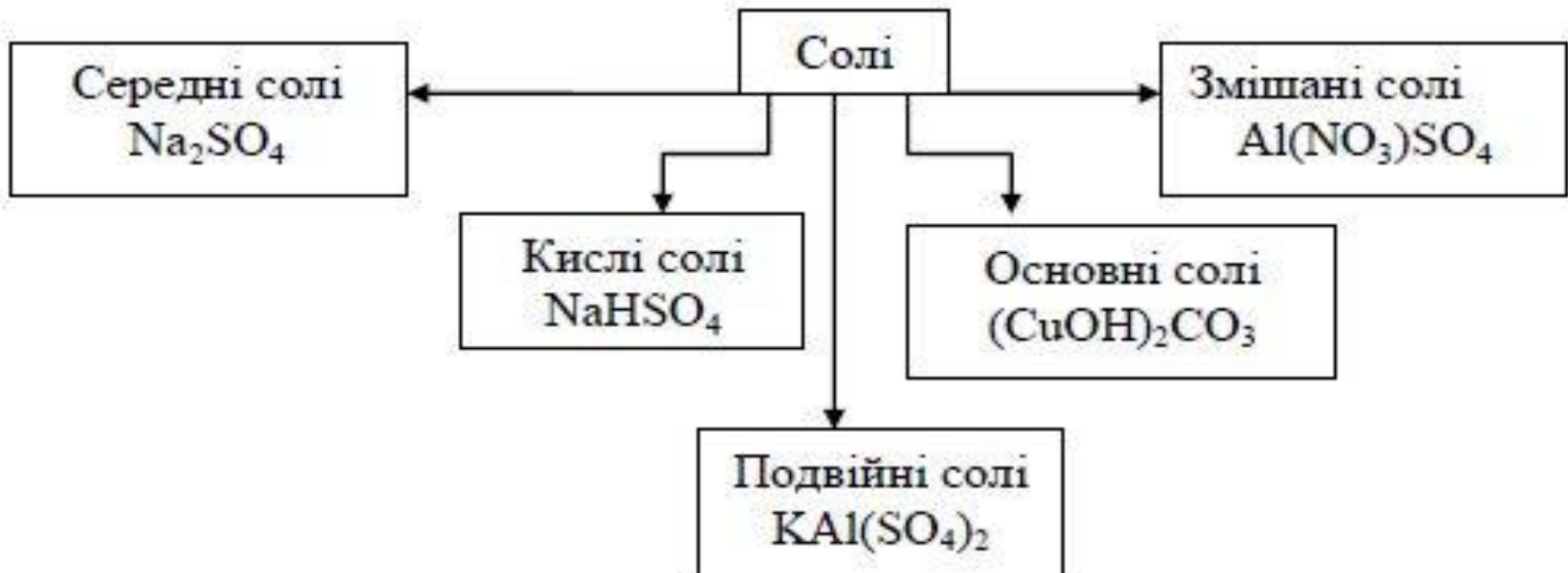


Кислоти-окисники (H_2SO_4 , HNO_3 , HClO , HClO_3) взаємодіють з металами та неметалами :



Солі

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



Класифікація солей

- **Середні солі** – це продукти *повного* заміщення атомів Гідрогену (водню) в кислоті на метал (чи металоподобну групу) (NaCl , CaSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3).
- **Кислі солі** – це продукти *неповного* заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал (металоподобну групу). Утворення кислих солей характерне тільки для багато основних кислот (NaHCO_3 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHSO_4).
- **Основні солі** – продукти *неповного* заміщення гідроксогруп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки. Утворення основних солей характерне тільки для багатокислотних основ ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$).

Номенклатура 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;

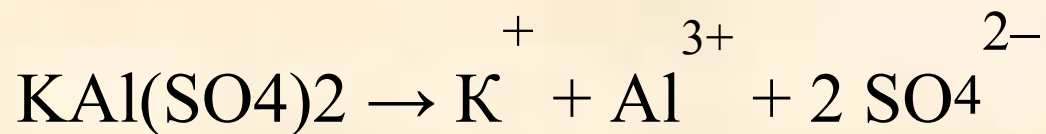
$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – алюміній дигідроксонітрат.

Графічні формули деяких солей

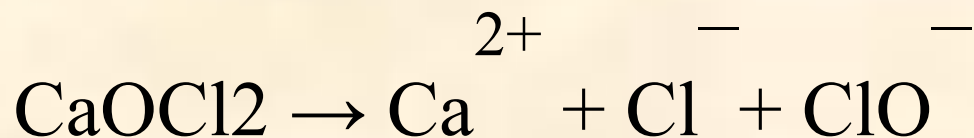
Кислота	Графічна формула	Кисла сіль		Середня сіль
Сульфідна H_2S	$\begin{array}{c} H \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} K \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ H \end{array}$		$\begin{array}{c} K \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ K \end{array}$
Сульфатна H_2SO_4	$\begin{array}{c} H-O \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ H-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$	$\begin{array}{c} Li-O \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ H-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$	$\begin{array}{c} Li-O \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ Li-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$	$\begin{array}{c} Li-O \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ Li-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$
Фосфатна H_3PO_4	$\begin{array}{c} H-O \\ \diagdown \\ P \\ \diagup \\ H-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$	$\begin{array}{c} Na-O \\ \diagdown \\ P \\ \diagup \\ H-O \\ H-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$	$\begin{array}{c} Na-O \\ \diagdown \\ P \\ \diagup \\ Na-O \\ H-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$	$\begin{array}{c} Na-O \\ \diagdown \\ P \\ \diagup \\ Na-O \\ Na-O \end{array} \begin{array}{l} =O \\ =O \end{array}$

~~За кількістю катіонів та аніонів солі поділяють на:~~

- *прості* (KCl, Na₂SO₄)
- *подвійні* (CaMg(CO₃)₂, або CaCO₃ · MgCO₃)



- *змішані* (CaOCl₂, (або Ca(ClO)Cl))



- *гідратні (кристалогідрати)* (CuSO₄ · 5H₂O)

- *комплексні* (K₃[Fe(CN)₆])

Назви **подвійних солей** утворюють з назви кислотних залишків та катіонів (кількість молекул води вказують грецьким числівником).

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - додекагідрат сульфату алюмінію-калію,

$\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - гексагідрат сульфату заліза (III)-амонію,

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - додекагідрат сульфату хрому (III)-калію,

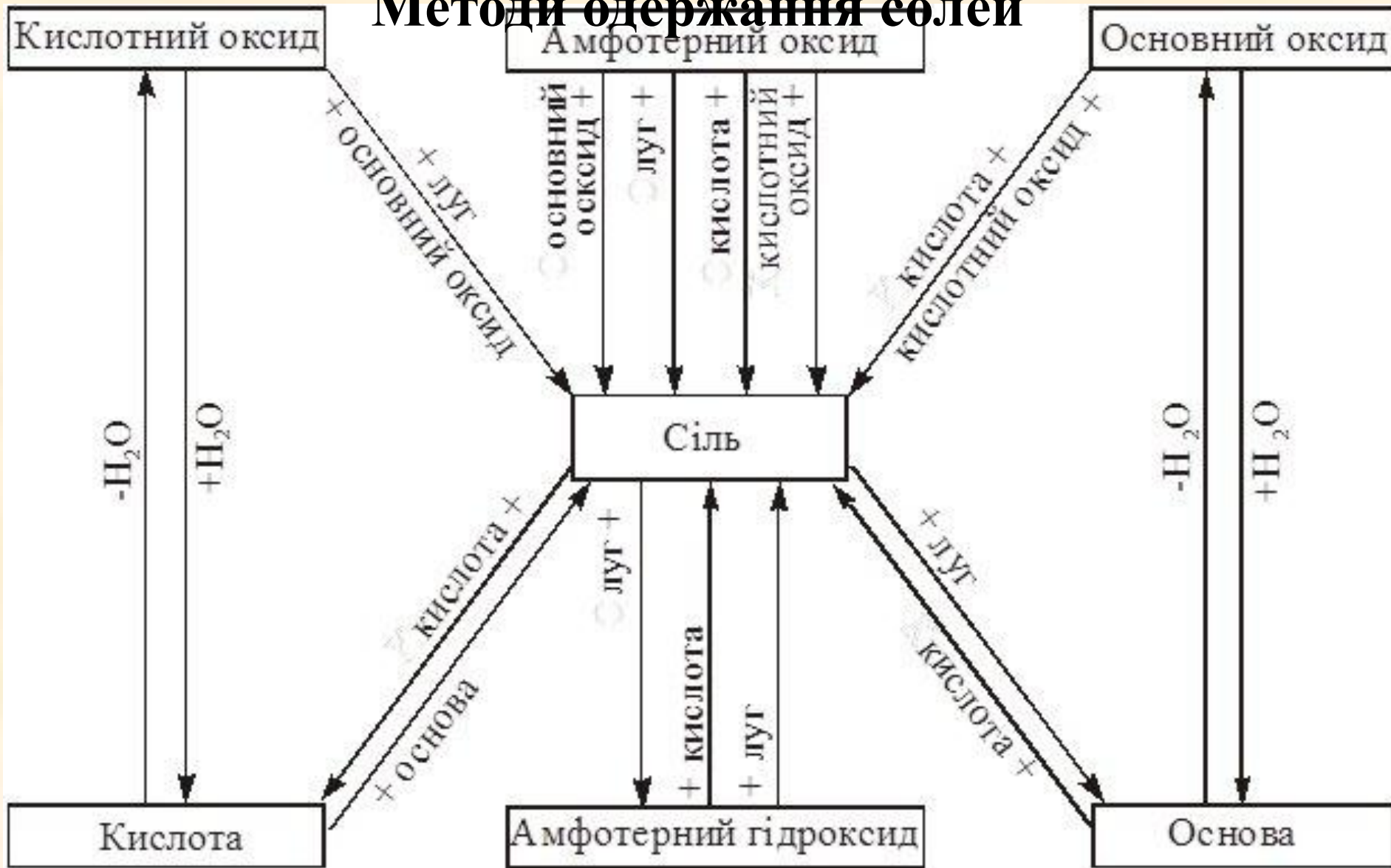
$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - гексагідрат сульфату заліза (II)-діамонію.



Назви деяких катіонів та аніонів

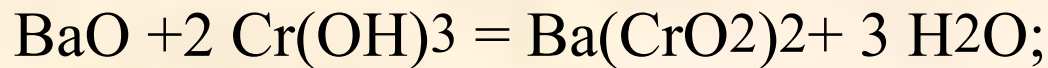
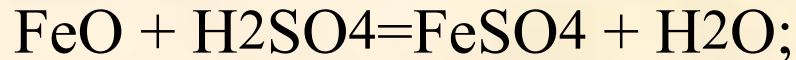
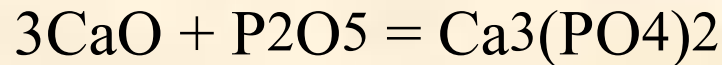
Аніон Катіон	Бромід Br^-	Гідроген сульфат HSO_4^-	Ацетат CH_3COO^-	Фосфат PO_4^{3-}	Нітрат NO_3^-
Амоній	NH_4Br	NH_4HSO_4	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	NH_4NO_3
Кальцій	CaBr_2	$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Алюміній	AlBr_3	$\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$	$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$	AlPO_4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Натрій	NaBr	NaHSO_4	CH_3COONa	Na_3PO_4	NaNO_3
Ферум (III)	FeBr_3	$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$	$\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$	FePO_4	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
Нікол (II)	NiBr_2	$\text{Ni}(\text{HSO}_4)_2$	$\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	$\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
Арґентум	AgBr	AgHSO_4	CH_3COOAg	Ag_3PO_4	AgNO_3

Методи одержання солей

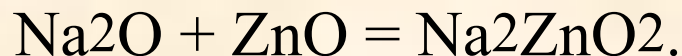


Методи одержання солей

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

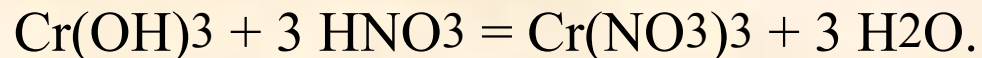
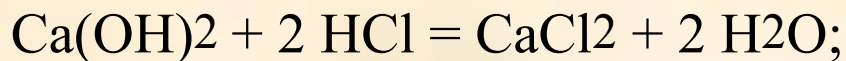


t

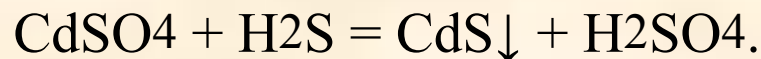
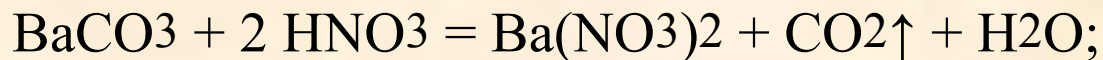


2. Взаємодія кислотних оксидів з основами і основними оксидами та амфотерними оксидами і гідроксидами:

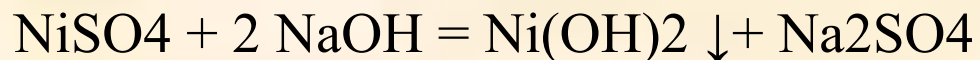
3. Взаємодія основ та амфотерних гідроксидів з кислотами:



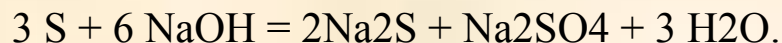
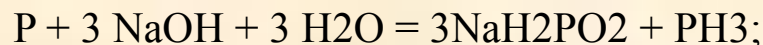
4. Взаємодія солей з кислотами:



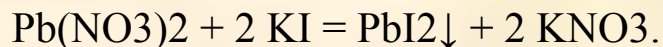
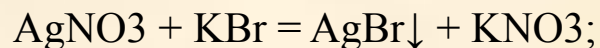
5. Взаємодія солей з основами:



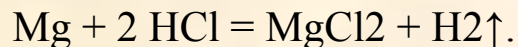
7. Взаємодія неметалів з лугами:



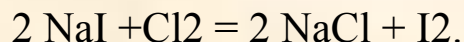
8. Взаємодія між солями:



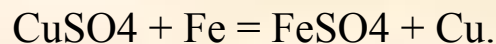
9. Взаємодія металів з кислотами:



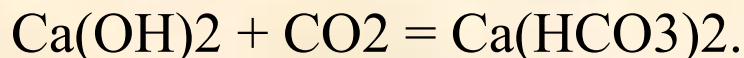
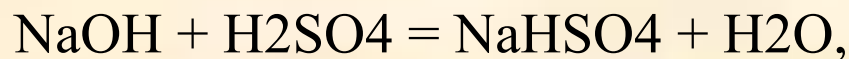
10. Витіснення неметалів із солей активнішими неметалами:



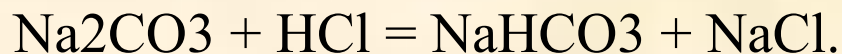
11. Витіснення металів із солей активнішими металами:



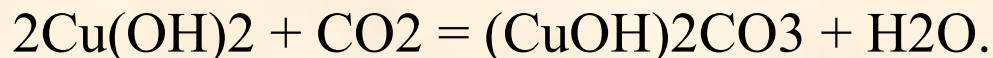
Кислі солі одержують тими ж методами, що й середні, однак при цьому беруть значний надлишок кислотного компонента:



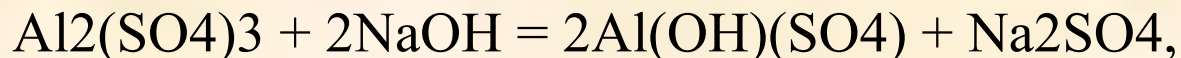
Діючи кислотою на середню сіль, можна перетворити її у кислоту:



Основні солі одержують аналогічно, але у надлишку беруть основу:



Діючи основою на середню сіль, можна перетворити її в основну:

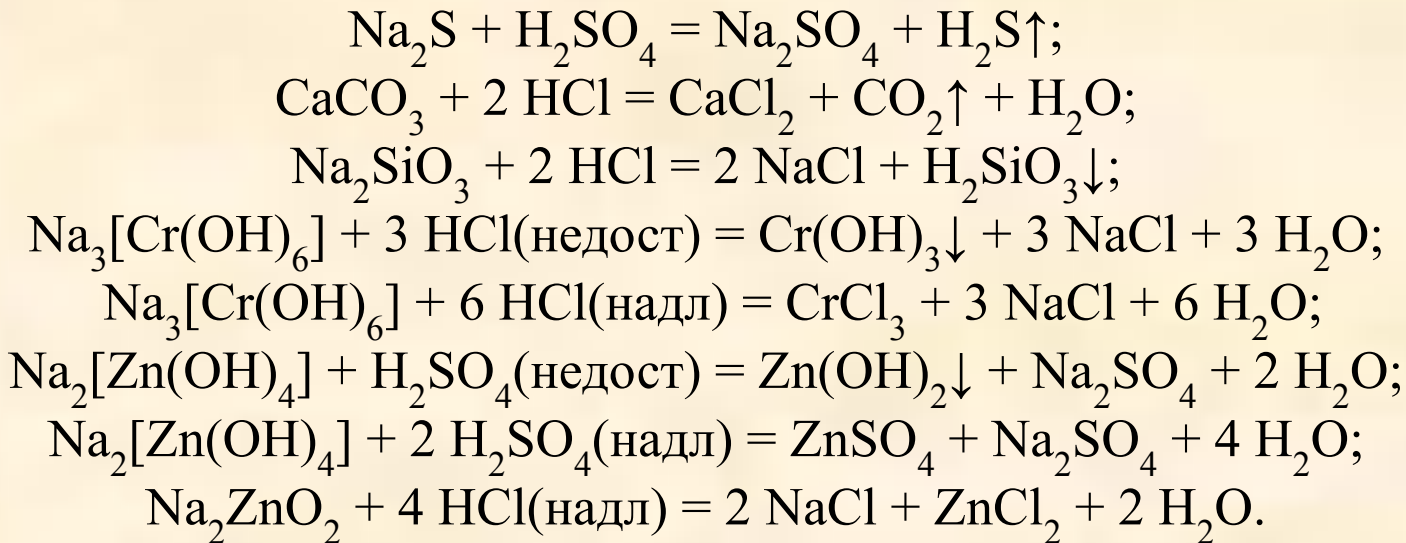


Хімічні властивості солей

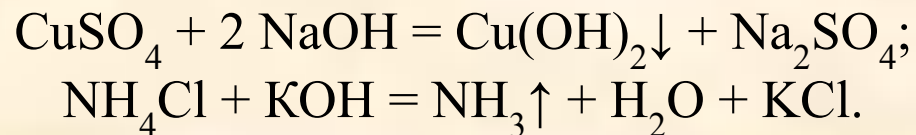


Хімічні властивості солей

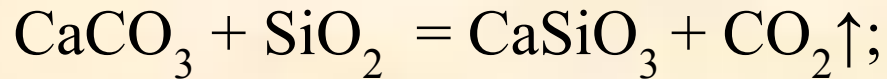
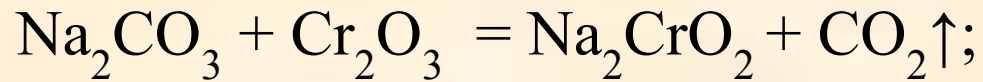
1. Солі в еквівалентних кількостях взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти чи амфотерного гідроксиду. Сильні кислоти витісняють слабкі із солей.



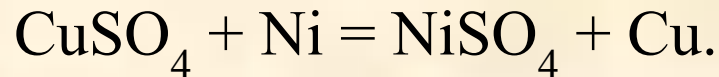
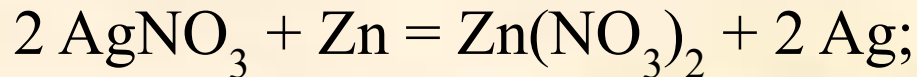
2. Взаємодіють з розчинами лугів з утворенням нової основи і нової солі. Сильні основи витісняють слабші із солей:



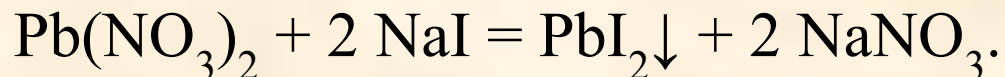
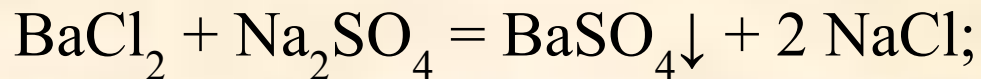
3. Солі, утворені леткими оксидами, при нагріванні взаємодіють з менш леткими кислотними чи амфотерними оксидами:



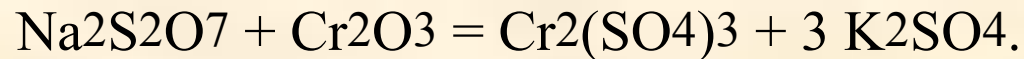
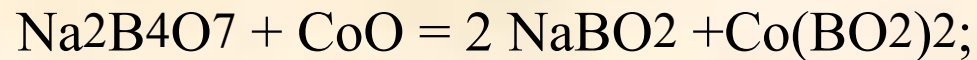
4. Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг стоять ліворуч, ніж метали, якими утворена сіль. Активніші метали витісняють менш активні із солей:



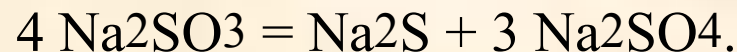
5. За реакціями обміну взаємодіють у водних розчинах між собою з утворенням нових солей, переважно погано розчинних:



6. Солі ізополікислот виявляють кислотні властивості, оскільки до їх складу входить більше кислотного оксиду, ніж необхідно для утворення середньої солі. :



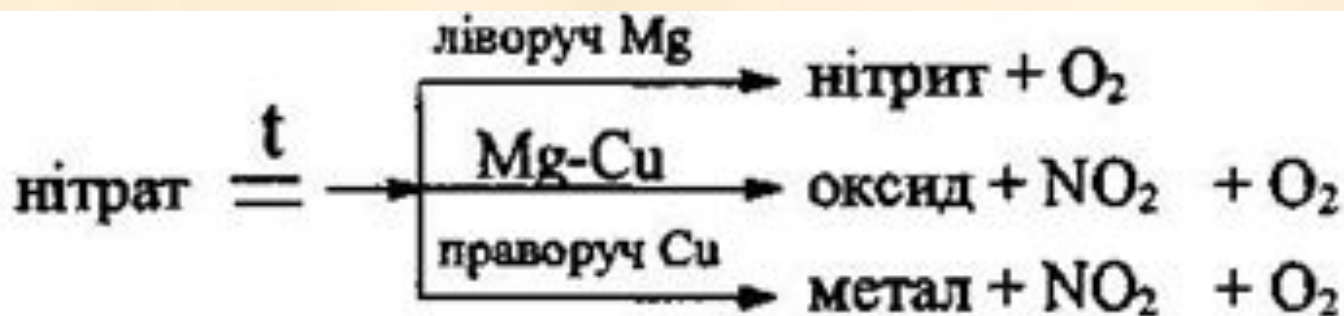
7. При нагріванні багато солей розкладаються за реакціями диспропорціонування:



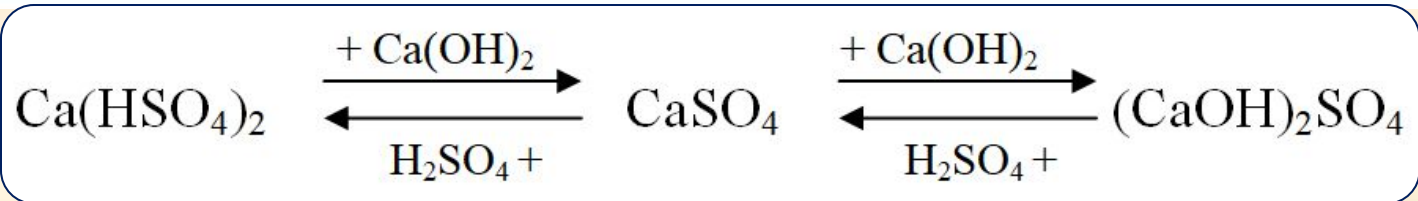
8. Солі амонію розкладаються із виділенням аміаку:

9. Нітрати металів при нагріванні розкладаються, причому продукти розкладу залежать від положення металу в

елект



Взаємозв'язок середніх, кислих і основних солей



За цією схемою йдуть такі реакції:

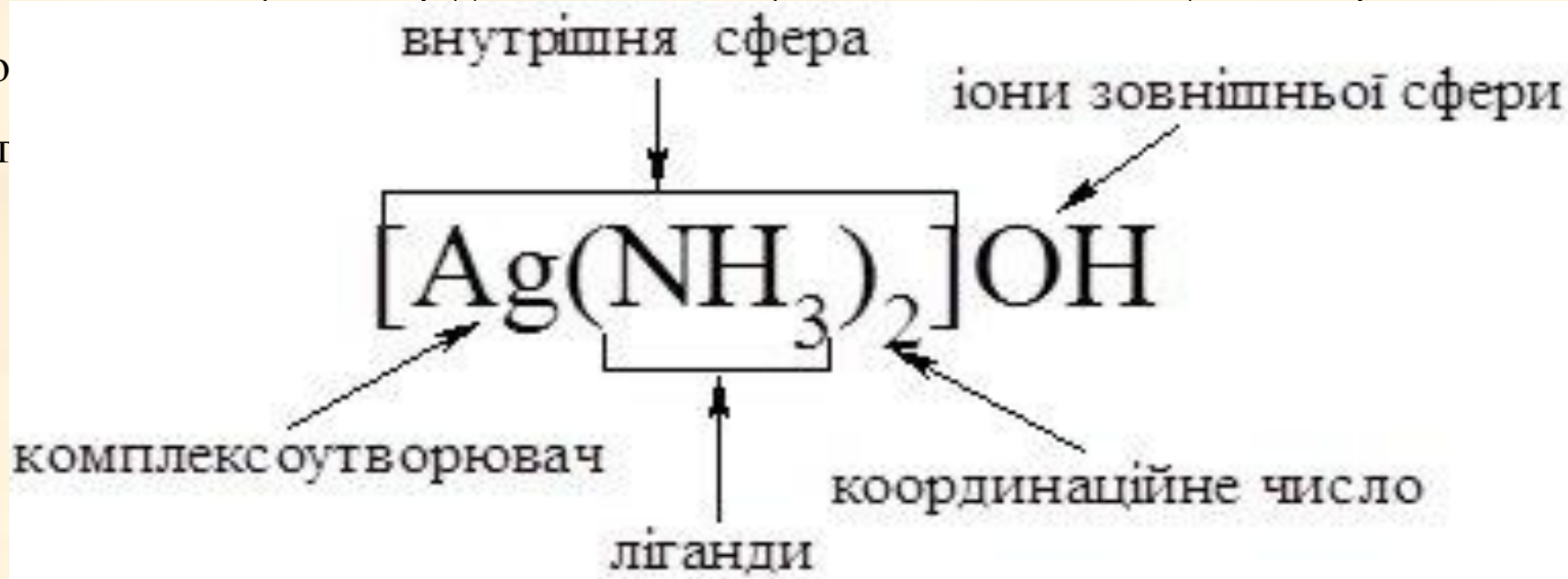
- 1) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$,
- 2) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
- 3) $\text{CaSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CaOH})_2\text{SO}_4$,
- 4) $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,

Комплексні сполуки



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

зо
ут



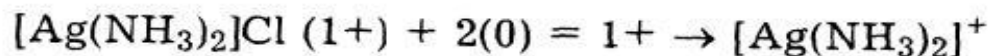
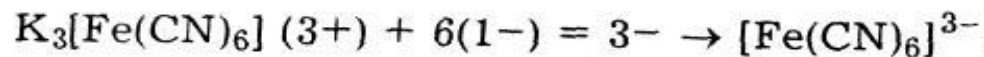
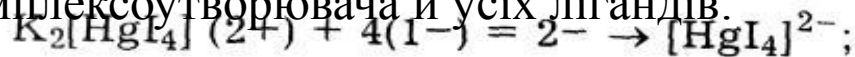
Лігандами (приєднаними частинками) називають молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача. Разом з останнім вони утворюють координаційну сферу і є донорами електронних пар. Здебільшого роль лігандів виконують нейтральні молекули, до складу яких входять найбільш електронегативні атоми Оксигену (вода, спирти, кислоти, ефіри тощо), Нітрогену

(аміак, ал
численні

Ступінь окиснення комплексоутворювача	Приклад комплексної сполуки	Координаційне число
1+	$K[CuCl_2]$ $[Ag(NH_3)_2]Cl$	2
2+	$K_2[HgI_4]$ $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$	4
3+	$K_3[CoF_6]$ $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$	6

ГЬ

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,

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.

[Pt(NH₃)₂ClBr] – діамінбромохлороплатина(II)

[Co(NH₃)₄(H₂O)Cl]Cl₂ – акватетраамінхлорокобальт (III) хлорид

Ліганд	Назва ліганду	Ліганд	Назва ліганду
N ₃ ⁻	Азидо-	CO ₃ ²⁻	Карбонато-
Br ⁻	Бromo-	C ₂ O ₄ ²⁻	Оксалато-
Cl ⁻	Хлоро-	NH ₃	Амін-
CN ⁻	Ціано-	NH ₂ C ₂ H ₄ NH ₂	Етилендіамін-
OH ⁻	Гідроксо-	H ₂ O	Аква-

NO₂⁻ - нітро; CO – карбоніл; CNS⁻ - тіоціано.

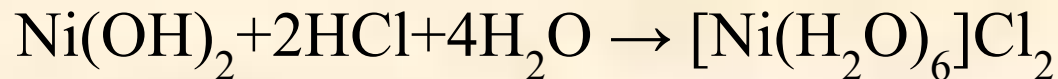
3. До назв аніонних лігандів додають закінчення –о, а нейтральні ліганди називають так само, як і молекули.
4. Число лігандів кожного виду (якщо їх число перевищує одиницю) вказують грецькими префіксами: ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6). Якщо ж такий самий префікс є у назві ліганду (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: [Cr(En)₃]Cl₃ – 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.

Утворення та руйнування комплексів

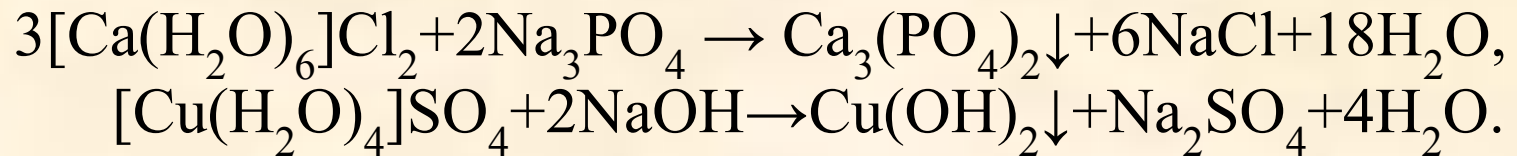
1. *Аквакомплекси* утворюються при розчиненні твердих солей, наприклад:



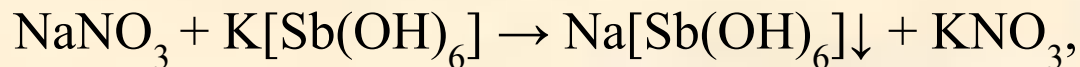
або внаслідок будь-якої реакції у водному розчині, продуктом якої є сіль, наприклад:



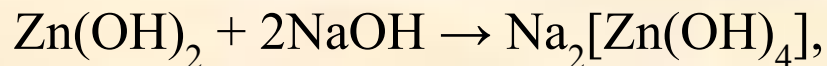
Аквакомплекси легко руйнуються, наприклад:



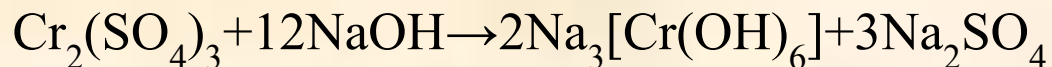
2. Гідроксокомплекси



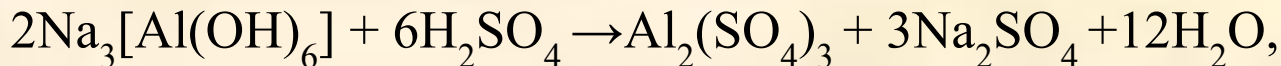
Гідроксокомплекси найчастіше отримують при розчиненні амфотерних основ у розчині лугу, наприклад:



або при дії великим надлишком лугу на розчин солі амфотерного металу:



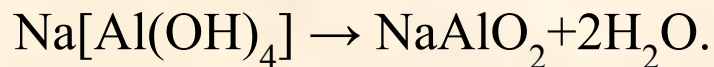
Гідроксокомплекси виявляють стійкість тільки у сильнолужних розчинах, а у нейтральному, тим більше у кислому середовищі вони руйнуються:



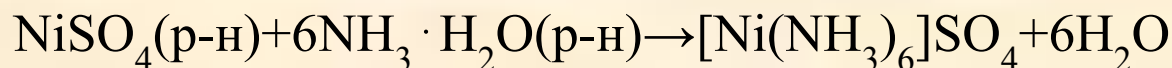
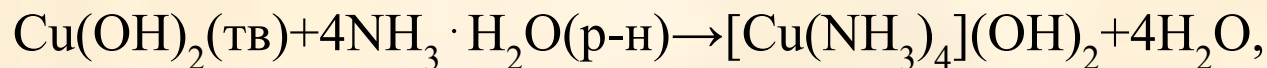
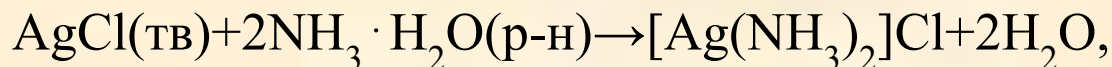
у кислому середовищі гідроксокомплекси переходять в аквакомплекси – відбувається поступове заміщення гідроксильних груп у внутрішній сфері молекулами води:



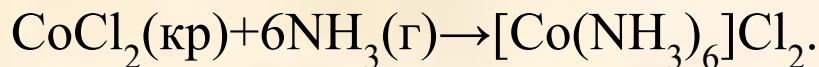
Руйнуються гідроксокомплекси і при нагріванні:



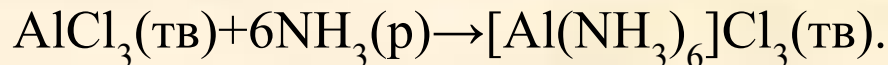
3. Амоніачні комплекси звичайно одержують при взаємодії солей чи гідроксидів металів з водним розчином амоніаку ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, або NH_4OH):



або в результаті дії газоподібним амоніаком на ці солі у кристалічному стані:

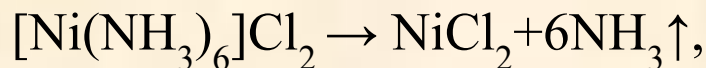


Якщо амоніачний комплекс є нестійким у водному розчині, його отримують у середовищі рідкого амоніаку:

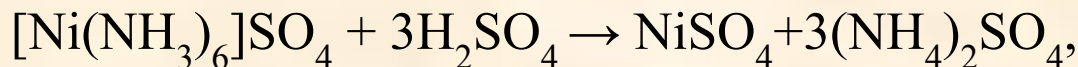


Руйнуватися аміакати можуть :

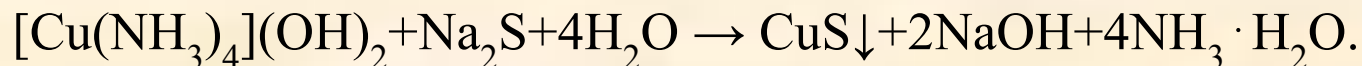
- при нагріванні:



- при дії речовин, здатних переводити молекулу NH_3 в стійкий йон NH_4^+ :



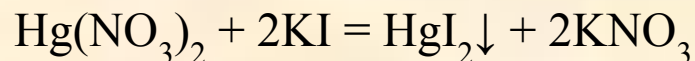
- при зв'язуванні центрального атома у вигляді малорозчинного осаду:



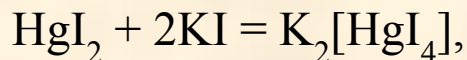
4. Ацидокомплекси

утворення осаду малорозчинної сполуки і подальше його розчинення в надлишку реагенту, наприклад:

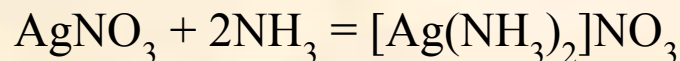
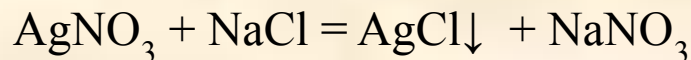
якщо до розчину меркурію(II) нітрату по краплях додавати калію йодид, то утворюється осад меркурію йодиду червоно-кирпичного кольору:



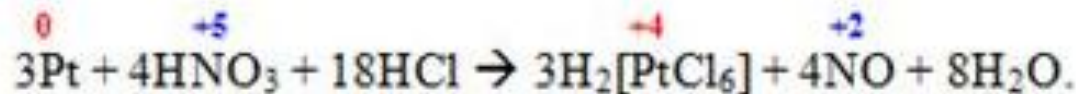
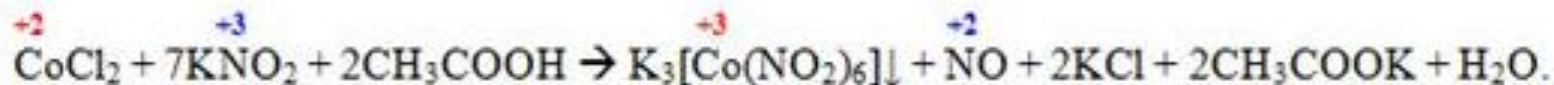
При додаванні надлишку калію йодиду осад, що утворився спочатку розчиняється за рахунок утворення комплексного сполуки Меркурія:



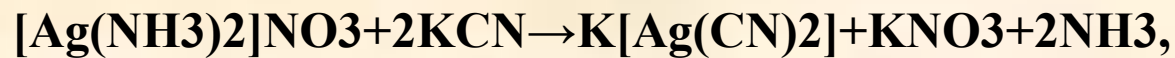
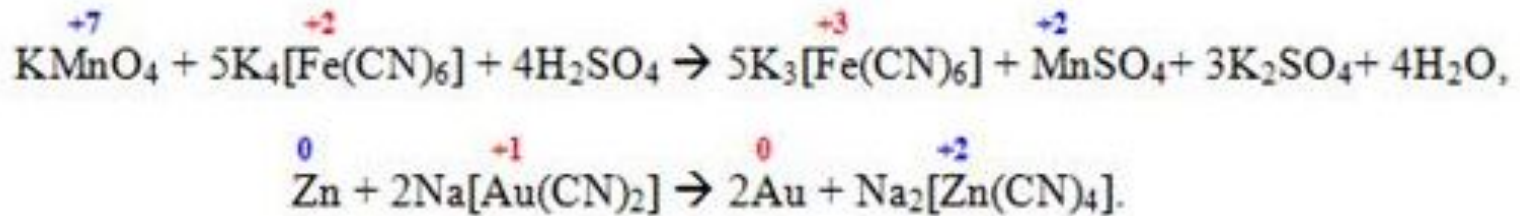
або «Зникнення» іонів з розчину: при додаванні до будь-якого розчину, що містить іони Ag^+ , будь-якого розчину, що містить іони хлору Cl^- , утворюється білий сирнистий осад хлориду срібла AgCl . Ця реакція є якісною реакцією на іони срібла:



Ацидокомплекси отримують внаслідок окисно-відновних реакцій:

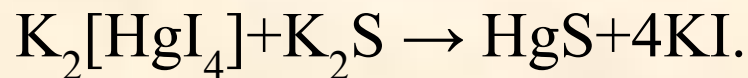


Ацидокомплекси отримують також внаслідок окисно-відновних реакцій:



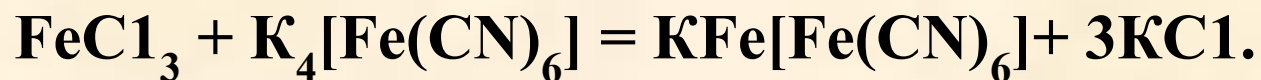
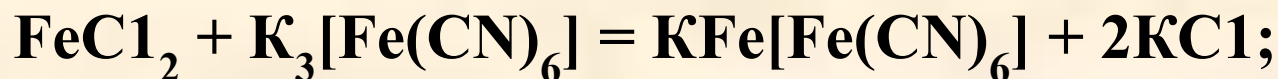
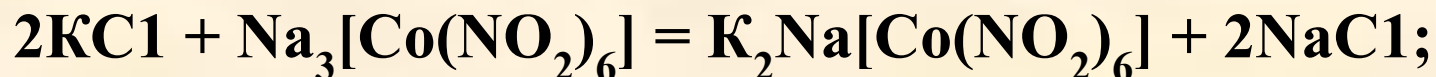
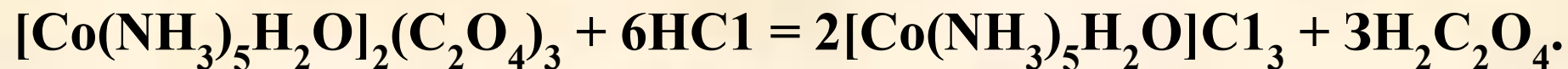
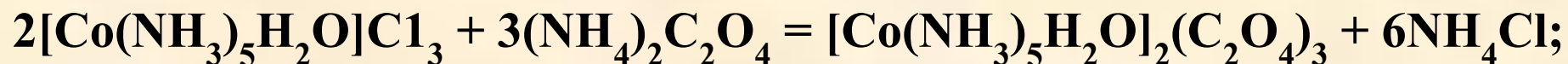
Останні три реакції можна розглядати як утворення комплексу заданого складу, однак вони одночасно є реакціями руйнування вихідних комплексів.

Інший спосіб руйнування ацидокомплексів – зв'язування комплексоутворювача у вигляді важко розчинного осаду.

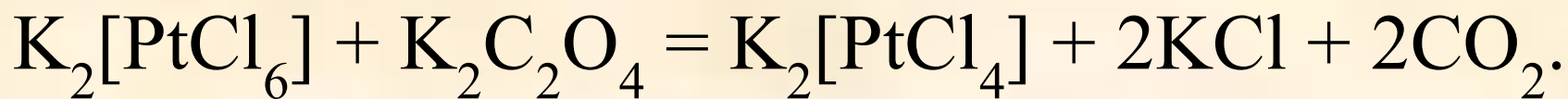
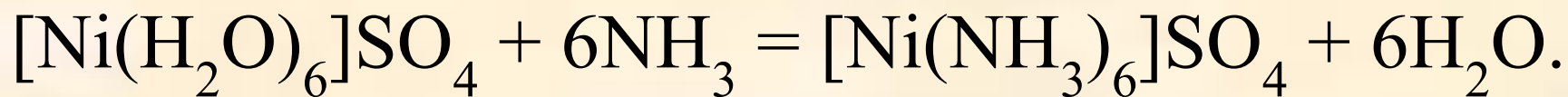


Хімічні властивості комплексних сполук

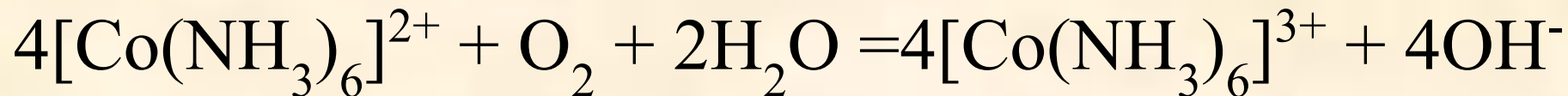
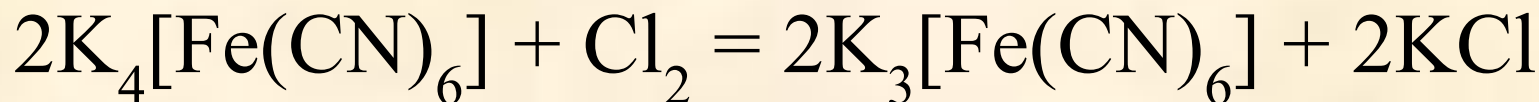
Реакції обміну іонів зовнішньої сфери



- **Реакції обміну лігандів**



- **Реакції відновлення та окиснення
комплексоутворювача**



Контрольні питання

1. Визначте ступінь окиснення елементів у сполуках: $K_2Cr_2O_7$, $Fe_2(SO_4)_3$, HNO_3 , $Mg(HS)_2$, $[Cr(OH)_2]_2SO_4$.
2. За періодичною системою вкажіть, оксиди яких елементів є кислотними, яких – основними, яких – амфотерними.
3. Назвіть несолетворні оксиди.
4. Закінчіть рівняння реакцій, які відбуваються. Назвіть одержані сполуки.
 $KOH + Cr_2O_3 \rightarrow$ $NO_2 + CaO \rightarrow$
 $Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow$ $Fe(OH)_3 + BaO \rightarrow$
5. Як взаємодіють амфотерні гідроксиди з речовинами кислотного та основного характеру. Навести приклади.
6. Назвіть кислоти: H_2Se , HBr , H_2CO_3 , $H_2B_4O_7$, H_2SO_3 , H_2SO_4 , $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$, $HMnO_4$.
7. Назвіть солі: $K_2Cr_2O_7$, K_2MnO_4 , $[Al(OH)_2]_2SO_4$, $(AlOH)SO_4$, $(CoOH)Cl$, $Fe(HSO_4)_2$, $Fe(HSO_4)_3$.
8. Закінчіть рівняння тих реакцій, які проходять:
 $Fe(OH)_2 + H_2CrO_4 \rightarrow$ $NiO + HNO_3 \rightarrow$ $KOH + V_2O_5 \rightarrow$
9. Випишіть окремо формули **кислих, основних та середніх солей**: $(CuOH)NO_2$, $NaClO$, $BiAsO_4$, $[Cr(OH)_2]Cl$, $Ba(HCO_3)_2$, KPO_3 , Na_2HPO_4 , $(NiOH)NO_3$, PbS .
10. Напишіть хімічні формули солей: амоній нітрит, берилійгідроксо хлорид, калій дигідрогенортоарсенат, ферум(II) гідрогенсульфат, натрій хлорат, берилійгідроксо сульфат, натрій гідрогенортофосфат, кальцій гіпохлорит, хром(III)дигідроксо нітрат.

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	—	—	Н	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Примітка: Р – розчиняється; М – мало розчиняється; Н – практично не розчиняється;
 риска – сполука розкладається водою або не існує.

