

КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Неорганічні
речовини

```
graph TD; A[Неорганічні речовини] --> B[Прості]; A --> C[Складні]; B --> D[Метали]; B --> E[Неметали]; C --> F[Оксиди]; C --> G[Гідроксиди]; C --> H[Кислоти]; C --> I[Солі];
```

Прості

Складні

Метали

Неметали

Оксиди

Гідроксиди

Кислоти

Солі

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Період	ГРУПА ЕЛЕМЕНТІВ																		VIII	B
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	A	VIII	B	A	II	III	IV	V	VI	VII		
1	(H)																			
2	Li Літій	Be Берилій	B Бор	C Вуглець	N Азот	O Кисень	F Фтор	Ne Неон												
3	Na Натрій	Mg Магній	Al Алюміній	Si Силіцій	P Фосфор	S Сульфур	Cl Хлор	Ar Аргон												
4	K Калій	Ca Кальцій	Sc Скандій	Ti Титан	V Ванадій	Cr Хром	Mn Манган	Fe Залізо	Co Кобальт	Ni Нікель										
5	Rb Рубідій	Sr Стронцій	Y Іттрій	Zr Цирконій	Nb Ніобій	Mo Молибден	Tc Технецій	Ru Рутеній	Rh Родій	Pd Паладій										
6	Cs Цезій	Ba Барій	La* Лантан	Hf Гафній	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Реній	Os Осмій	Ir Ірідій	Pt Платина										
7	Fr Францій	Ra Радій	Ac** Актиній	Rf Резерфордій	Db Дубній	Sg Сіборгій	Bh Борій	Hs Гасій	Mt Майтнерій											
Вищі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄												
Легкі сполуки з воднем				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH													
Лактаноїди																				
Актиноїди																				

- **Метали** при утворенні сполук легше **віддають електрони**, а **неметали** – **приймають**
- Критерій ділення: домінуючий тип іонів:
 - катіонний тип – елемент є металом ($K^{+1} Cl^{-1}$)
 - аніонний тип – елемент є неметалом ($H^{+1} S^{-2}$)
- Амфотерність: поєднання властивостей: ($Al^{+3} Cl^{-1} \text{ } 3, Na^{+1} AlO^{-1} 2$)

Оксиди – це бінарні сполуки до складу яких входить кисень.

Загальна формула оксидів E_mO_n , де m – число атомів елемента, n – число атомів кисню.

- В оксидах атоми кисню зв'язані тільки з атомами іншого елемента та не зв'язані між собою.
- **Номенклатура:** назва елемента + валентність елемента римськими цифрами + оксид.

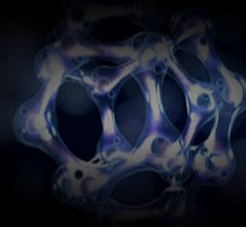
Наприклад: CO_2 – вуглець (IV) оксид. Якщо елемент має постійну валентність, то її в назві не вказують.

Наприклад: Al_2O_3 – алюміній оксид.



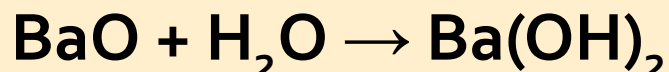
Оксиди	Визначення	Приклад	Типова взаємодія
Нормальні	Є тільки зв'язки між киснем та будь-яким елементом	MgO , SO_3 , SiO_2	Див. властивості основних та кислотних оксидів
Пероксиди	Є зв'язки між двома атомами кисню	Na_2O_2 , H_2O_2	
Змішані	Являють собою суміш двох оксидів одного елемента у різних ступенях окиснення	$\text{Pb}_3\text{O}_4 = 2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$	Мають ті ж самі властивості, що і оксиди, які входять до їх складу
Кислотні	Оксиди неметалів і металів з великим ступенем окиснення Реагують з водою, утворюючи кислоти; з основними оксидами та основами утворюють солі	SO_3 , SO_2 , Mn_2O_7	З водою: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$. З основними оксидами та основами: $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Основні	Оксиди металів з низьким ступенем окиснення (+1, +2) Реагують з водою, утворюючи основи; з кислотними оксидами та кислотами утворюють солі.	CaO , Na_2O	З водою: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ З кислотними оксидами та кислотами: $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$
Амфотерні	У залежності від умов проявляють властивості як основних, так і кислотних оксидів	ZnO , Al_2O_3	З кислотами: $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ З основами: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
Несолетвірні (індіферентні)	Не реагують ні з кислотами, ні з основами. Солей не утворюють	NO , N_2O	$2\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2$

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВНИХ ОКСИДІВ

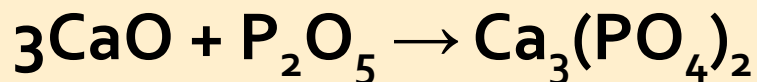


Основні оксиди – це оксиди, гідрати яких є основами.
Всі оксиди одновалентних металів та більшості
двохвалентних є основними.

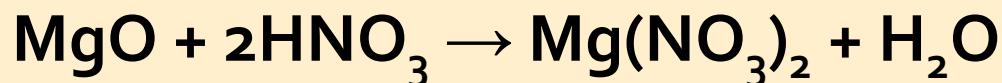
ОСНОВНИЙ ОКСИД + ВОДА → ЛУГ



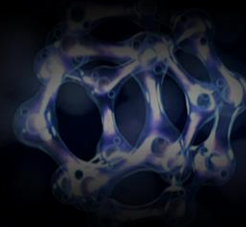
ОСНОВНИЙ ОКСИД + КИСЛОТНИЙ ОКСИД → СІЛЬ



ОСНОВНИЙ ОКСИД + КИСЛОТА → СІЛЬ + ВОДА

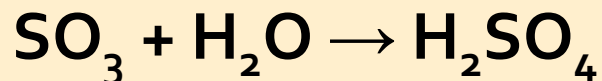


ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТНИХ ОКСИДІВ

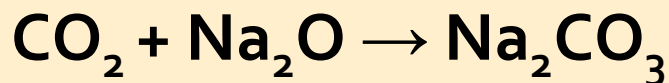


Кислотні оксиди – це оксиди, гідрати яких є кислотами. Оксиди перехідних елементів у найвищих ступенях окиснення, а також оксиди неметалів.

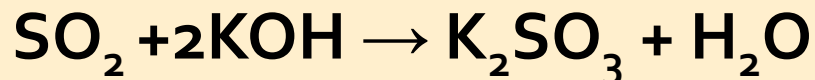
КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ВОДА → КИСЛОТА



КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ОСНОВНИЙ ОКСИД → СІЛЬ

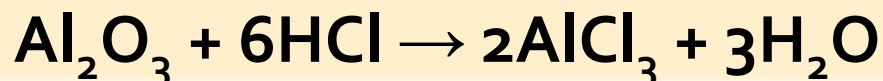


КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ОСНОВА → СІЛЬ + ВОДА

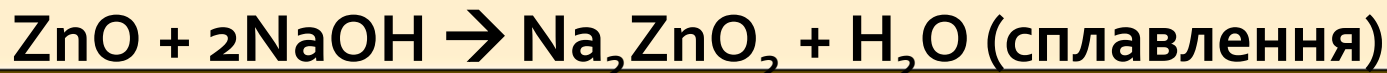


Амфотерні оксиди – це оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди. BeO, ZnO, PbO, SnO, більшість оксидів III, IV валентних металів (перехідних металів в проміжних ступенях окислення).

АМФОТЕРНИЙ ОКСИД + КИСЛОТА → СІЛЬ + ВОДА



АМФОТЕРНИЙ ОКСИД + ЛУГ → СІЛЬ + ВОДА



Реагують з кислотними оксидами з утворенням солей:



Реагують з основними оксидами з утворенням солей при нагріванні:



Добування оксидів:

- Взаємодією простих речовин з киснем:



- Розкладом деяких кисневмісних кислот:



- Розкладом нерозчинних основ при нагріванні:



- Розкладом деяких солей:

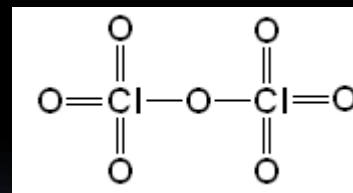
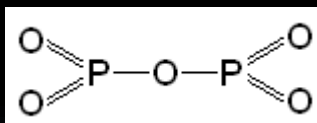


Графічні формули

Графічні формули показують порядок сполучення атому з іншими атомами в молекулі та валентність атомів.

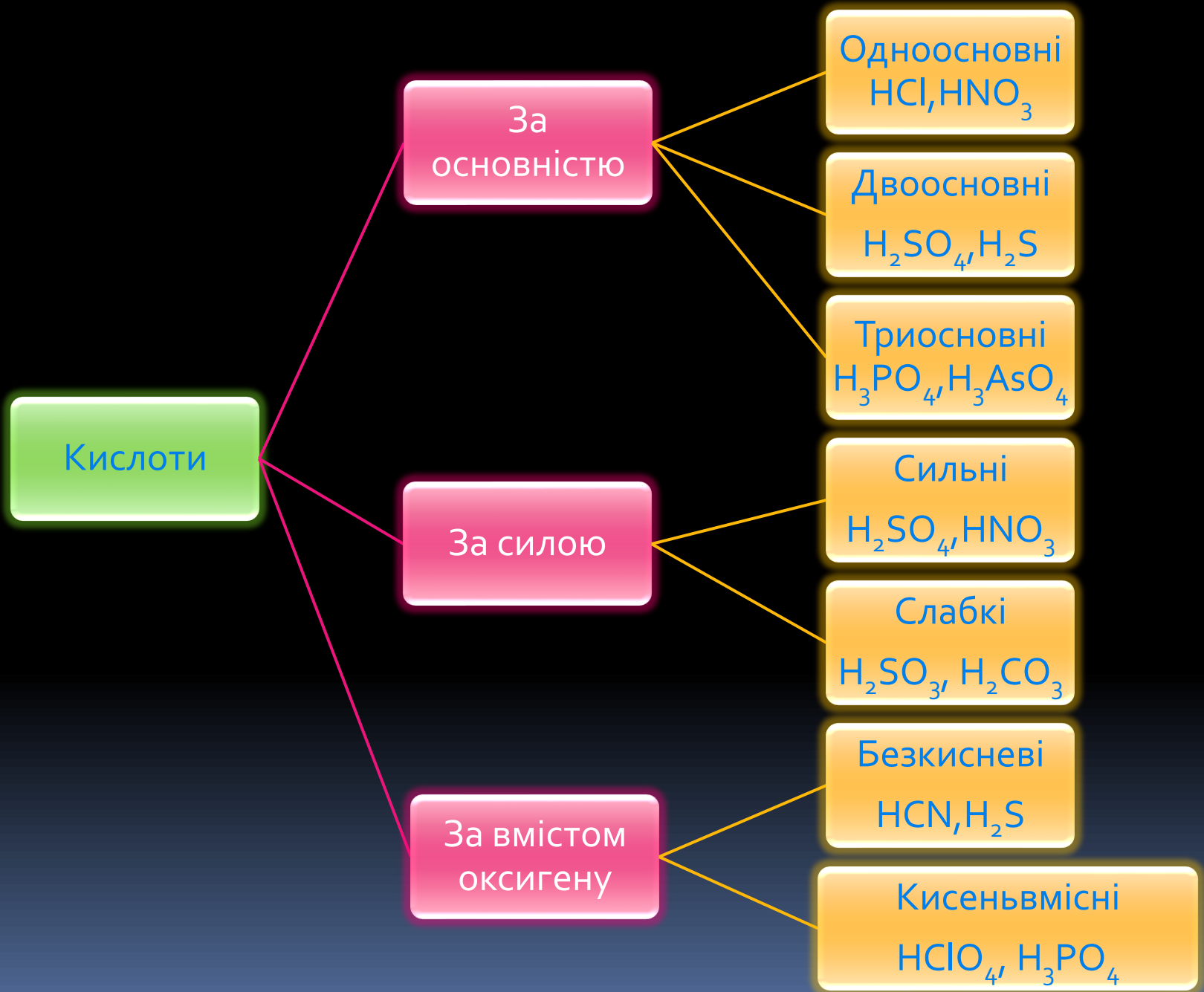
Правила написання графічних формул:

1. Атом Оксигену завжди двовалентний (—O—)
2. Атоми Оксигену не з'єднуються один з одним, окрім пероксидів H_2O_2 (H—O—O—H), BaO_2 .
3. Атоми одного елементу не з'єднуються один з одним.



УЗАГАЛЬНЕНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ

Основні оксиди	Кислотні оксиди
Взаємодія з водою	
Утворюється основа: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ (для лужних, лужно-земельних металів і Tl_2O)	Утворюється кислота: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ (за винятком SiO_2)
Взаємодія з кислотою чи основою	
У реакції з кислотою утворюється сіль і вода: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	У реакції з основою утворюється сіль і вода: $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерні оксиди взаємодіють	
З кислотами як основні оксиди: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	З основами як кислотні оксиди: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} = 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Оксиди здатні відновлюватися до простих речовин	
$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} = 2\text{P} + 5\text{CO}$
Взаємодія оксидів протилежної природи між собою призводить до утворення солей $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$	



КИСЛОТИ

- При розпаді на іони у воді утворюють катіони лише одного типу – H^+
- Формула: « H_x + кислотний залишок» (HCl , H_2CO_3)

Поняття

Визначення

Основність кислоти

Число основ, яке має дана кислота. Залежить від числа протонів. Наприклад, HCl має одну основу Cl^- , H_2SO_4 — дві спряжені основи SO_4^{2-} та HSO_4^-

Сила кислоти

Визначається константою дисоціації кислоти. Сильні кислоти — дисоційовані у розчині націло

Способи отримання кислот

Реакція	Приклад	Примітка
Взаємодія простих речовин з воднем	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$	Так отримують тільки безкисневі кислоти
Взаємодія води з розчинними оксидами	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$	Так отримують тільки кисеньовмісні кислоти
Окиснення простих речовин	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$ $\text{Br}_2 + 2\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + 4\text{HCl}$	
Взаємодія солей з кислотами	$\text{NaCl(тв)} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$	Найбільш використовуваний лабораторний спосіб отримання кислот

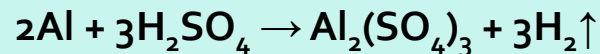
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ



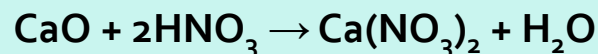
ДІЯ НА ІНДИКАТОРИ

МЕТИЛОРАНЖ – рожевий; ЛАКМУС – червоний; ФЕНОЛФТАЛЕЇН - безбарвний

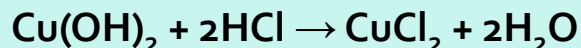
КИСЛОТА + МЕТАЛ (розміщений в ряду напруг до H_2) $\rightarrow$ СІЛЬ + ВОДЕНЬ



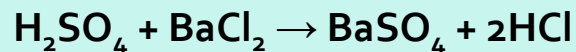
КИСЛОТА + ОСНОВНИЙ ОКСИД $\rightarrow$ СІЛЬ + ВОДА



КИСЛОТА + НЕРОЗЧИННА ОСНОВА АБО ЛУГ $\rightarrow$ СІЛЬ + ВОДА

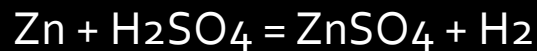


КИСЛОТА + СІЛЬ (більш слабшої кислоти) $\rightarrow$ НОВА СІЛЬ + НОВА КИСЛОТА



- За окисною здатністю кислотного залишку кислоти поділяються на **окисні** та **неокисні**. Останні виявляють окисні властивості лише за рахунок іонів гідрогену H^+ (HCl , H_2S , H_2SO_4 (розв)). Окисні кислоти є окисниками за рахунок кислотного залишку, тобто окисником виступає не іон гідрогену, а елемент, що утворює кислоту (HNO_3 , H_2SO_4 (конц)).

Неокисні кислоти взаємодіють з активними металами, які мають менший електродний потенціал, ніж гідроген у ряду активності металів. Одним з продуктів реакції обов'язково є водень:



Окисні кислоти здатні окиснювати навіть благородні метали. Наприклад, концентрована нітратна кислота окиснює метали до паладію включно:



Концентрована сульфатна кислота суттєво поступається нітратній у окисній активності, проте і вона може окиснити такий метал, як мідь:



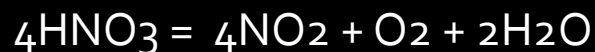
Окисні кислоти здатні окиснювати навіть деякі неметали: вуглець, фосфор, сірку :



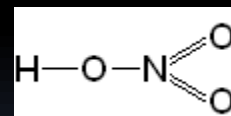
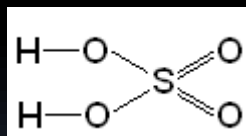
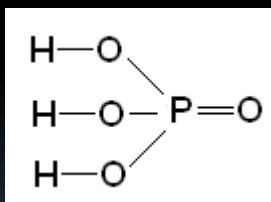
При нагріванні кисневі кислоти можуть розкладатися. Продуктами реакції найчастіше будуть відповідний оксид та вода:



Проте іноді розкладання кислоти супроводжується окисно-відновною реакцією. Найважливіший приклад подібної реакції – розкладання нітратної кислоти:



При побудові графічних формул кислот слід пам'ятати, що у безкисневих кислотах гідроген безпосередньо поєднується з неметалом, а у кисневих кислотах – через атом кисню



ОСНОВИ

- Основи – складні речовини, молекули яких складаються з атомів металу та однієї або кількох гідроксильних груп – OH.

Загальна формула $Me(OH)_n$, n – число гідроксильних груп, яке дорівнює заряду металу. $Na-O-H$

- **Номенклатура:** назва металу + валентність металу + гідроксид

$Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид,

$Fe(OH)_3$ – ферум (III) гідроксид

Основи

```
graph LR; A[Основи] --> B[За розчинністю у воді]; A --> C[За числом гідроксильних груп]; B --> D[Розчинні (луги)]; B --> E[Нерозчинні]; C --> F[Однокислотні]; C --> G[Двокислотні]; C --> H[Трикислотні]; D --> D1["LiOH, NaOH, Ca(OH)2"]; E --> E1["Fe(OH)3, Cr(OH)3"]; F --> F1["NaOH, NH4OH"]; G --> G1["Ca(OH)2"]; H --> H1["Fe(OH)3"];
```

За розчинністю у воді

Розчинні (луги)
 $\text{LiOH}, \text{NaOH}, \text{Ca(OH)}_2$

Нерозчинні
 $\text{Fe(OH)}_3, \text{Cr(OH)}_3$

Однокислотні
 $\text{NaOH}, \text{NH}_4\text{OH}$

Двокислотні
 Ca(OH)_2

Трикислотні
 Fe(OH)_3

За числом гідроксильних груп

Способи отримання основ

Спосіб	Приклади	Примітка
Взаємодія металів або їх оксидів з водою	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$	Так отримують тільки луги
Дія лугів на водні розчини солей	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Так отримують нерозчинні основи
Електроліз розчинів солей	$2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$	Промисловий спосіб отримання KOH та NaOH

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИННИХ ОСНОВ

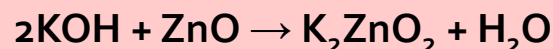


ДІЯ НА ІНДИКАТОРИ
МЕТИЛОРАНЖ – **жовтий**;

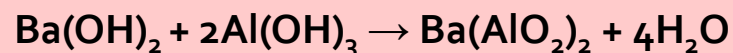
ЛАКМУС – **синій**;

ФЕНОЛФТАЛЕЇН - **малиновий**

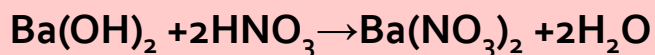
ЛУГ + АМФОТЕРНИЙ ОКСИД → СІЛЬ + ВОДА



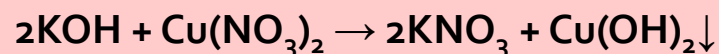
ЛУГ + АМФОТЕРНИЙ ГІДРОКСИД → СІЛЬ + ВОДА



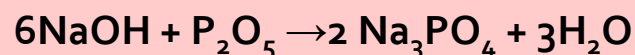
ЛУГ + КИСЛОТА → СІЛЬ + ВОДА



ЛУГ + СІЛЬ → НЕРОЗЧИННА ОСНОВА + НОВА СІЛЬ

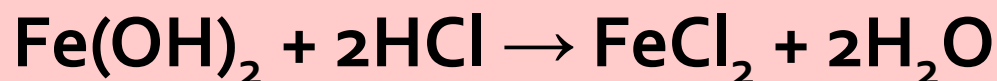


ЛУГ + КИСЛОТНИЙ ОКСИД → СІЛЬ + ВОДА

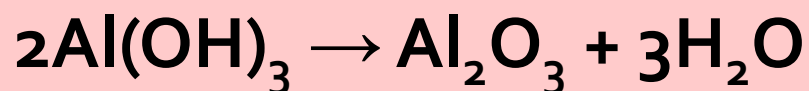


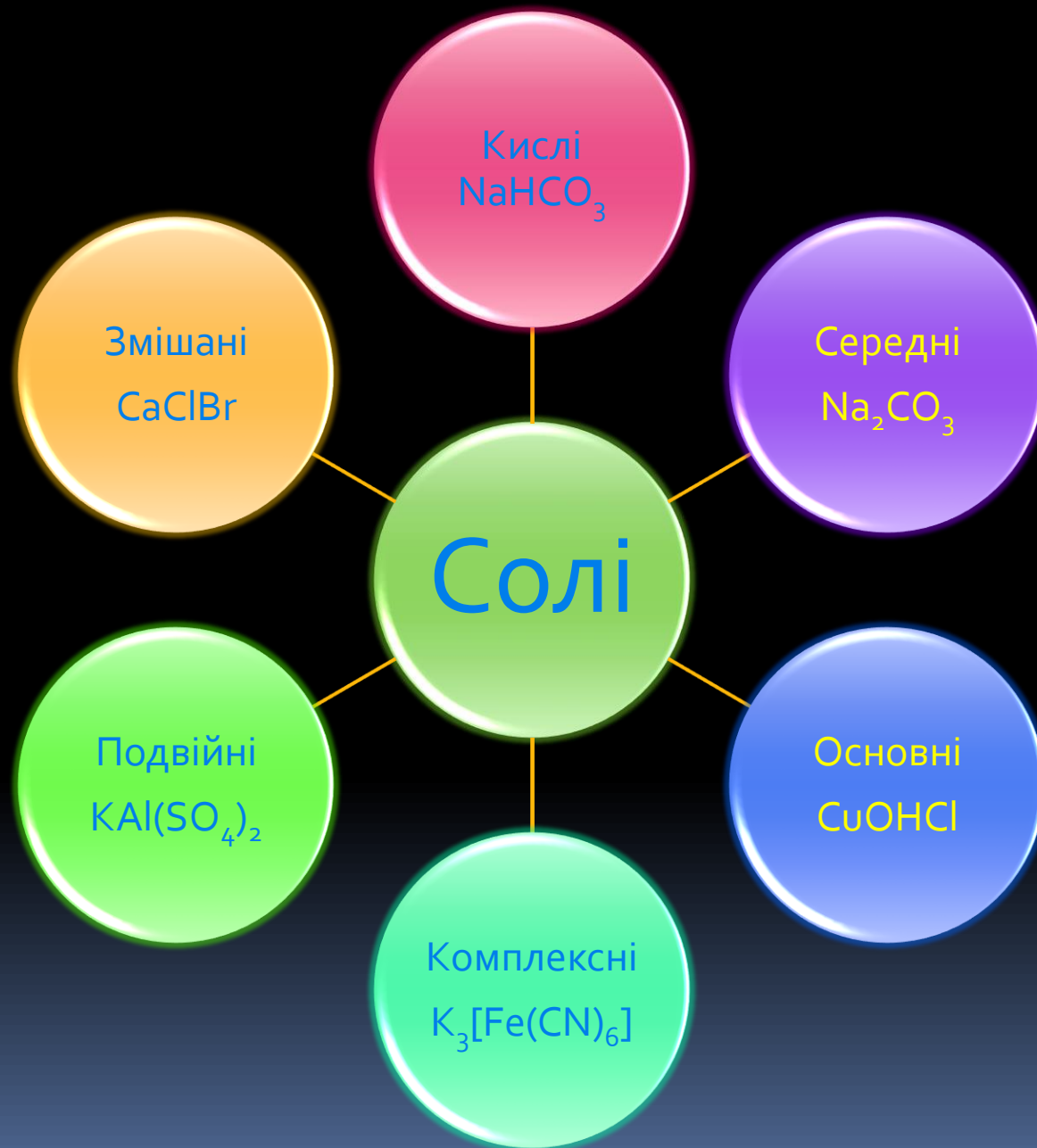
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ

НЕРОЗЧИННА ОСНОВА + КИСЛОТА → СІЛЬ +
ВОДА



РОЗКЛАД ПІД ЧАС НАГРІВАННЯ

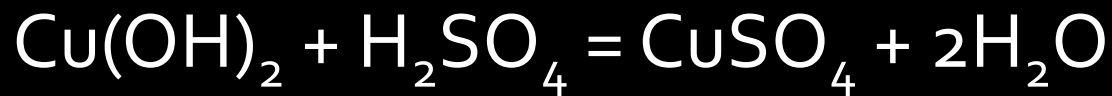




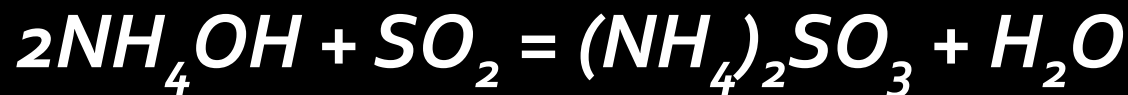
Основні способи одержання солей

	Неметалл	Кислотний оксид	Кислота	Сіль
Метал	Сіль	-	Сіль + ... (8)	Сіль + метал (9)
Основний оксид	-	Сіль (4)	Сіль + вода (3)	-
Основа	-	Сіль + вода (2)	Сіль + вода (1)	Сіль + основа (5)
Сіль	-	-	Сіль + кислота (6)	Сіль + сіль (7)

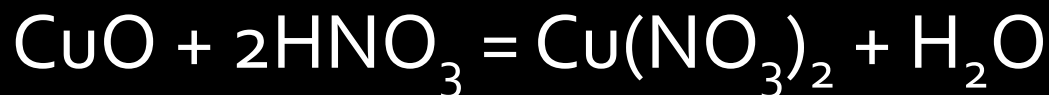
- 1. Взаємодія основ з кислотами:



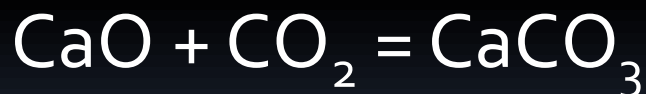
- 2. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



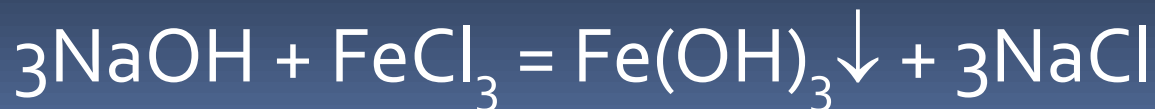
- 3. Взаємодія основних оксидів з кислотами:



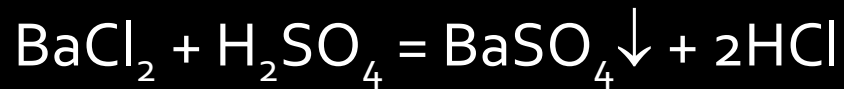
- 4. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами:



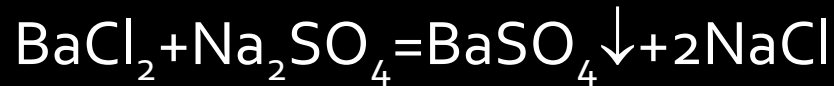
- 5. Взаємодія розчинних основ (лугів) з солями:



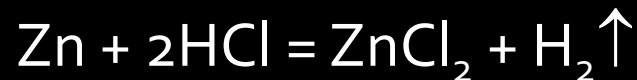
- 6. Взаємодія солей з кислотами:



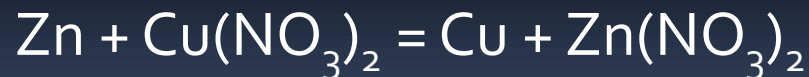
- 7. Взаємодія двох солей між собою з утворенням нерозчинної солі:



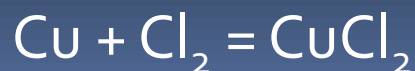
- 8. Взаємодія металів з кислотами. Водень виділяється при взаємодії металів з усіма кислотами, крім азотної кислоти і концентрованої сірчаної кислоти H_2SO_4 .



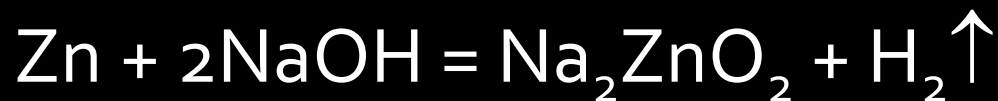
- 9. Взаємодія солей з металами при умові, якщо метал, що вступає у реакцію більш активний, ніж метал, що утворюється:



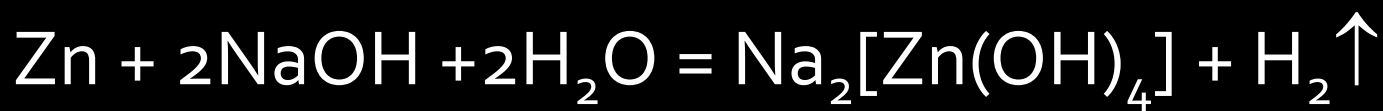
- 10. Взаємодія металів з неметалами:



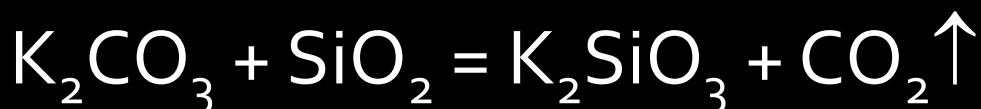
- 11. Взаємодія металів, гідроксиди яких є амфотерними, з лугами:



у водних розчинах реакція йде за рівнянням:



- 12. Сплавленням солей з деякими кислотними оксидами.

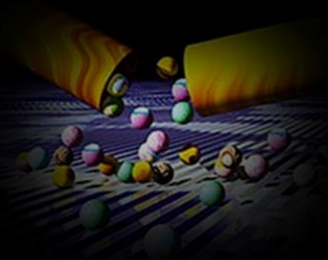


- 13. Взаємодія лугів з галогенами:

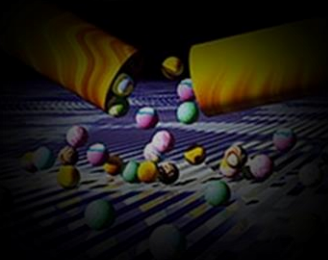


- 14. Взаємодія галогенідів з галогенами:



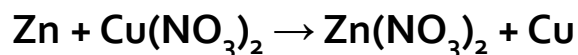


ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

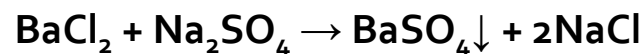


СІЛЬ+МЕТАЛ (розміщений у ряді напруг ліворуч
від металу, що утворив сіль) →

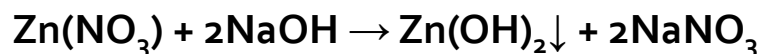
ІНША СІЛЬ + ІНШИЙ МЕТАЛ



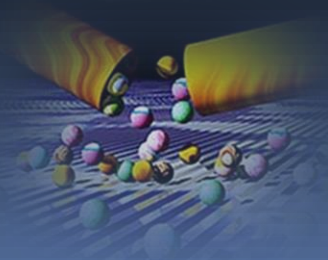
СІЛЬ+СІЛЬ→ІНША СІЛЬ+ІНША СІЛЬ↓



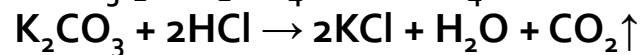
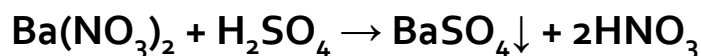
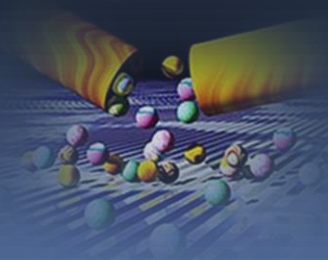
СІЛЬ+ЛУГ→НЕРОЗЧ. ОСНОВА+ІНША СІЛЬ



ТЕРМІЧНИЙ РОЗКЛАД → ДВІ І БІЛЬШЕ РЕЧОВИН (простішого складу)



СІЛЬ + КИСЛОТА (ЯКЩО СЕРЕД ПРОДУКТІВ БУДЕ
ОСАДЧИ ГАЗ → СІЛЬ + ІНША КИСЛОТА АБО СІЛЬ
+ ВОДА + ГАЗ



Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук

