

КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Неорганічні речовини

Прості

Складні

Метали

Неметали

Оксиди

Гідроксиди

Кислоти

Солі

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Період	ГРУПА ЕЛЕМЕНТІВ																	
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII								B
1	(H)																	
2	Li Літій	Be Берилій	B Бор	C Вуглець	N Азот	O Кисень	F Флуор	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 Борній	Hs Хассій	Mt Мейтнерій									
Вищі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
Лактаноїди	Ce Церій	Pr Прометій	Nd Неодім	Pm Прометій	Sm Самарій	Eu Європій	Gd Гадоліній	Tb Тербій	Dy Диспрозій	Ho Големій	Er Ербій	Tm Тім	Yb Йттербий	Lu Люцій				
Актиноїди	Th Торій	Pa Протактиній	U Уран	Np Нептуній	Pu Плутоній	Am Америцій	Cm Кюріцій	Bk Берклій	Cf Каліфорній	Es Ейнштейній	Fm Фермій	Md Менделєєв	No Нобелій	Lr Лоренцій				

- **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: ($Al^{+3} Cl^{-1} \text{ з } Na^{+1} AlO^{-1} \text{ з}$)

Оксиди – це бінарні сполуки до 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 – карбон (IV) оксид. Якщо елемент має постійну валентність, то її в назві не вказують.

Наприклад: Al_2O_3 – алюміній оксид.

Оксиди

За типом
хімічної реакції

Ковалентні
 H_2O

Іонні
 Al_2O_3

За складом

Нормальні
 Li_2O

Пероксиди
 Na_2O_2

Змішані
 Fe_3O_4

За кислотно-
основними
властивостями

Несолетвірні
 CO, SiO, N_2O, NO

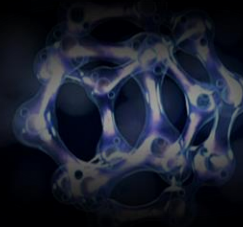
Основні
 CaO

Амфотерні
 ZnO

Кислотні
 SO_3

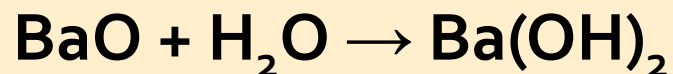
Оксиди	Визначення	Приклад	Типова взаємодія
Нормальні	Є тільки зв'язки між киснем та будь-яким елементом	MgO, SO ₃ , SiO ₂	Див. властивості основних та кислотних оксидів
Пероксиди	Є зв'язки між двома атомами кисню	Na ₂ O ₂ , H ₂ O ₂	
Змішані	Являють собою суміш двох оксидів одного елемента у різних ступенях окиснення	$Pb_3O_4 = 2PbO \cdot PbO_2$ $Fe_3O_4 = FeO \cdot Fe_2O_3$	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 ₂ O ₇	З водою: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$. З основними оксидами та основами: $Mn_2O_7 + 2KOH \rightarrow 2KMnO_4 + H_2O$
Основні	Оксиди металів с низьким ступенем окиснення (+1, +2) Реагують з водою, утворюючи основи; з кислотними оксидами та кислотами утворюють солі.	CaO, Na ₂ O	З водою: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ З кислотними оксидами та кислотами: $Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$
Амфотерні	У залежності від умов проявляють властивості як основних, так і кислотних оксидів	ZnO, Al ₂ O ₃	З кислотами: $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ З основами: $ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
Несолетвірні (індіферентні)	Не реагують ні з кислотами, ні з основами. Солей не утворюють	NO, N ₂ O	$2NO + H_2O \rightarrow N_2O + H_2O_2$

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВНИХ ОКСИДІВ

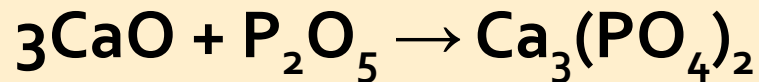


Основні оксиди – це оксиди, гідрати яких є основами.
Всі оксиди одновалентних металів та більшості
двохвалентних є основними.

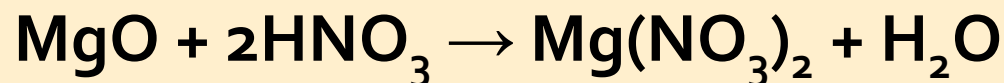
ОСНОВНИЙ ОКСИД + ВОДА → ЛУГ



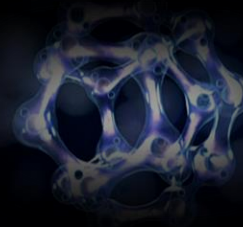
ОСНОВНИЙ ОКСИД + КИСЛОТНИЙ ОКСИД → СІЛЬ



ОСНОВНИЙ ОКСИД + КИСЛОТА → СІЛЬ + ВОДА

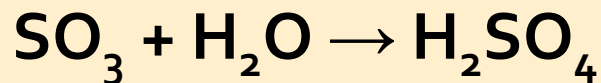


ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТНИХ ОКСИДІВ

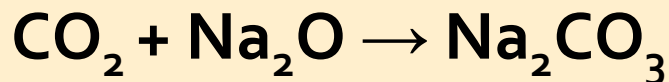


Кислотні оксиди – це оксиди, гідрати яких є кислотами. Оксиди перехідних елементів у найвищих ступенях окиснення, а також оксиди неметалів.

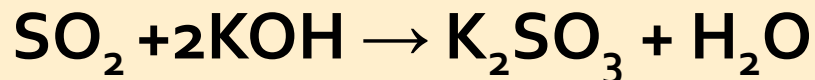
КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ВОДА → КИСЛОТА



КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ОСНОВНИЙ ОКСИД → СІЛЬ

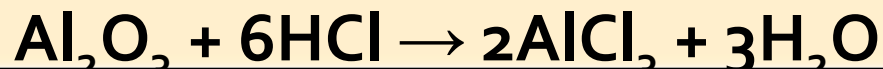


КИСЛОТНИЙ ОКСИД + ОСНОВА → СІЛЬ + ВОДА

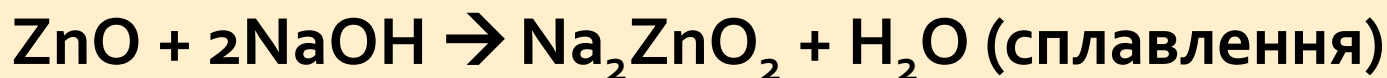


Амфотерні оксиди – це оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди. BeO, ZnO, PbO, SnO, більшість оксидів III, IV валентних металів (перехідних металів в проміжних ступенях окислення).

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:

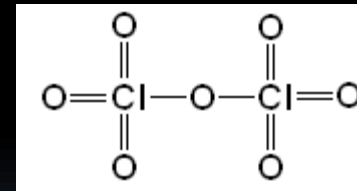
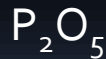
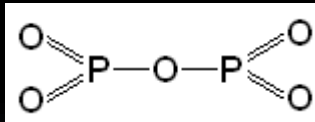


Графічні формули

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

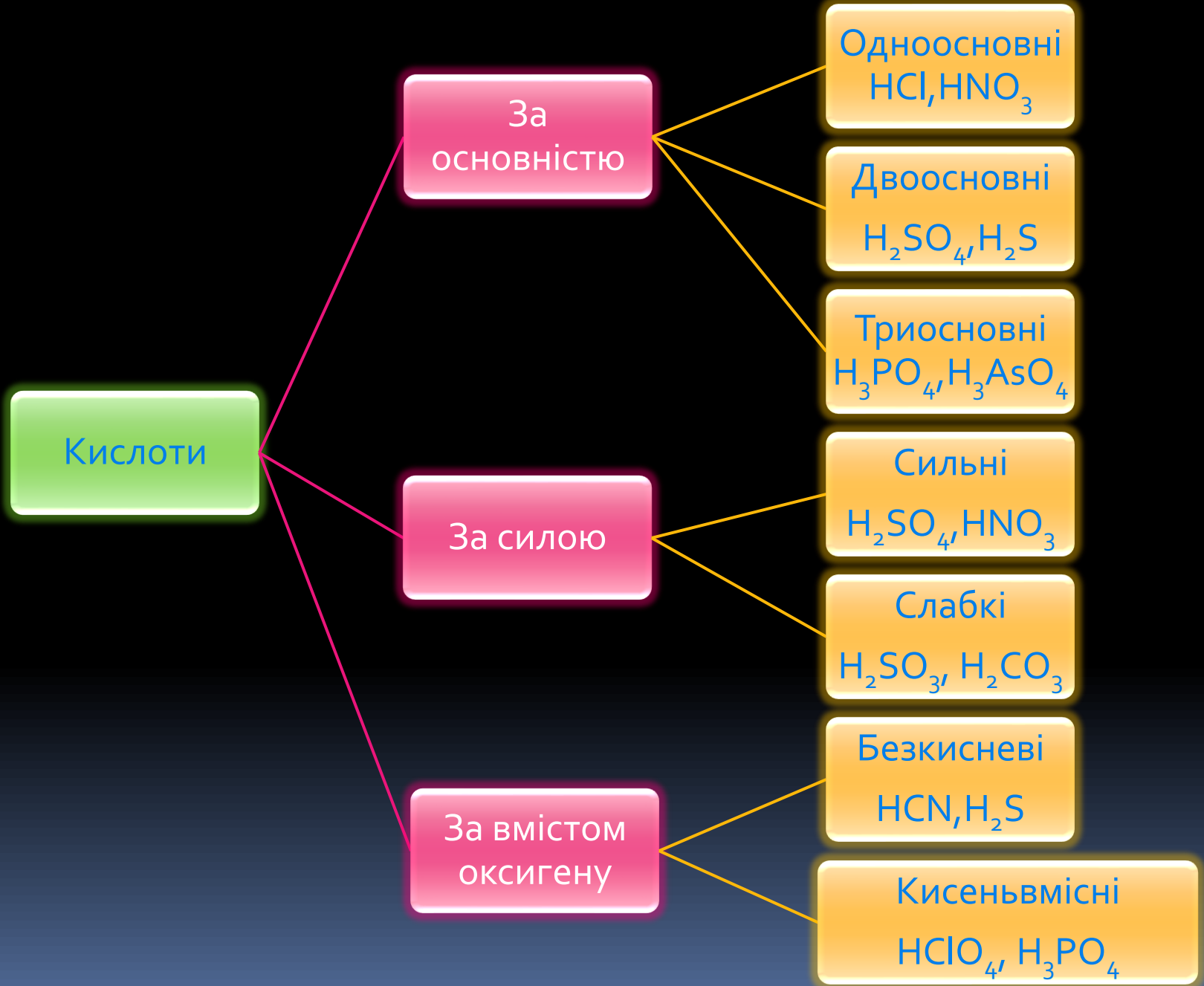
Правила написання графічних формул:

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

<i>Основні оксиди</i>	<i>Кислотні оксиди</i>
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 кисеньвмісні 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

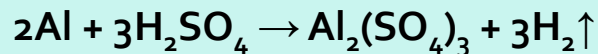
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ



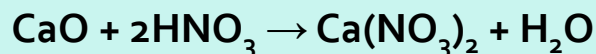
ДІЯ НА ІНДИКАТОРИ

МЕТИЛОРАНЖ – рожевий; ЛАКМУС – червоний; ФЕНОЛФТАЛЕЇН - безбарвний

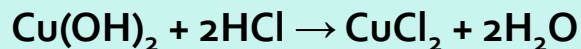
КИСЛОТА + МЕТАЛ (розміщений в ряду напруг до H₂) → СІЛЬ + ВОДЕНЬ



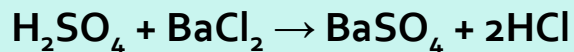
КИСЛОТА + ОСНОВНИЙ ОКСИД → СІЛЬ + ВОДА



КИСЛОТА + НЕРОЗЧИННА ОСНОВА АБО ЛУГ → СІЛЬ + ВОДА

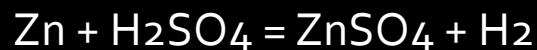


КИСЛОТА + СІЛЬ (більш слабшої кислоти) → НОВА СІЛЬ + НОВА КИСЛОТА



- 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 розташовані лівіше за 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:



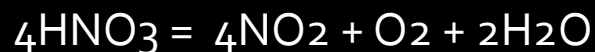
4. Окисні кислоти здатні окиснювати навіть деякі неметали: вуглець, фосфор, сірку :



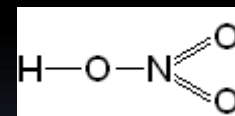
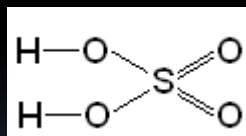
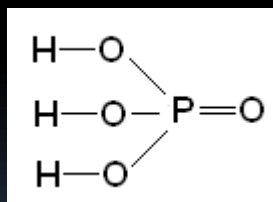
При нагріванні кисневі кислоти можуть розкладатися. Продуктами реакції найчастіше будуть відповідний оксид та вода:



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 рівне заряду металу.



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

$Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид,

$Fe(OH)_3$ – ферум (III) гідроксид

Основи

За розчинністю у воді

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

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

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

За числом гідроксильних груп

Двокислотні
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Трикислотні
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$

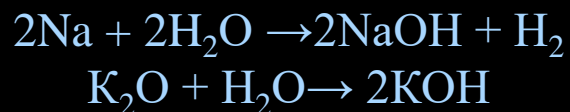
Способи отримання основ

Приклади

Примітка

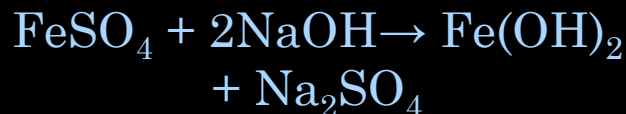
Спосіб

Взаємодія металів або їх оксидів з водою



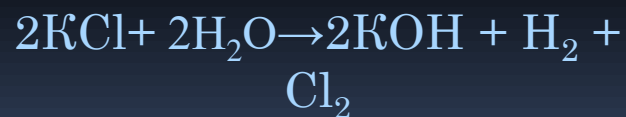
Так отримують тільки луги

Дія лугів на водні розчини солей



Так отримують нерозчинні основи

Електроліз розчинів солей



Промисловий спосіб отримання KOH та NaOH

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИННИХ ОСНОВ



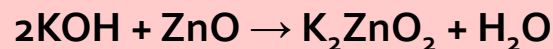
ДІЯ НА ІНДИКАТОРИ

МЕТИЛОРАНЖ – жовтий;

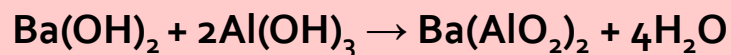
ЛАКМУС – синій;

ФЕНОЛФТАЛЕЇН - малиновий

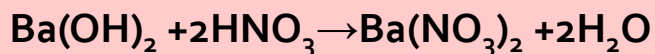
ЛУГ + АМФОТЕРНИЙ ОКСИД → СІЛЬ + ВОДА



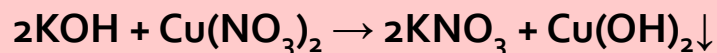
ЛУГ + АМФОТЕРНИЙ ГІДРОКСИД → СІЛЬ + ВОДА



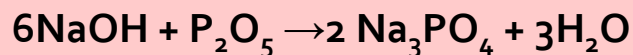
ЛУГ + КИСЛОТА → СІЛЬ + ВОДА



ЛУГ + СІЛЬ → НЕРОЗЧИННА ОСНОВА + НОВА СІЛЬ

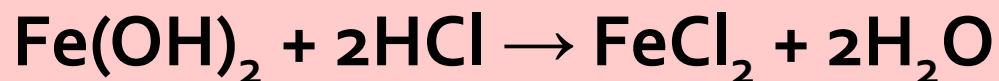


ЛУГ + КИСЛОТНИЙ ОКСИД → СІЛЬ + ВОДА

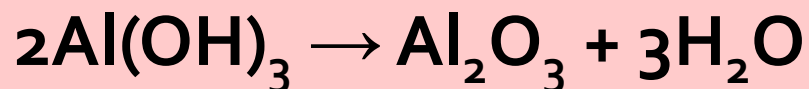


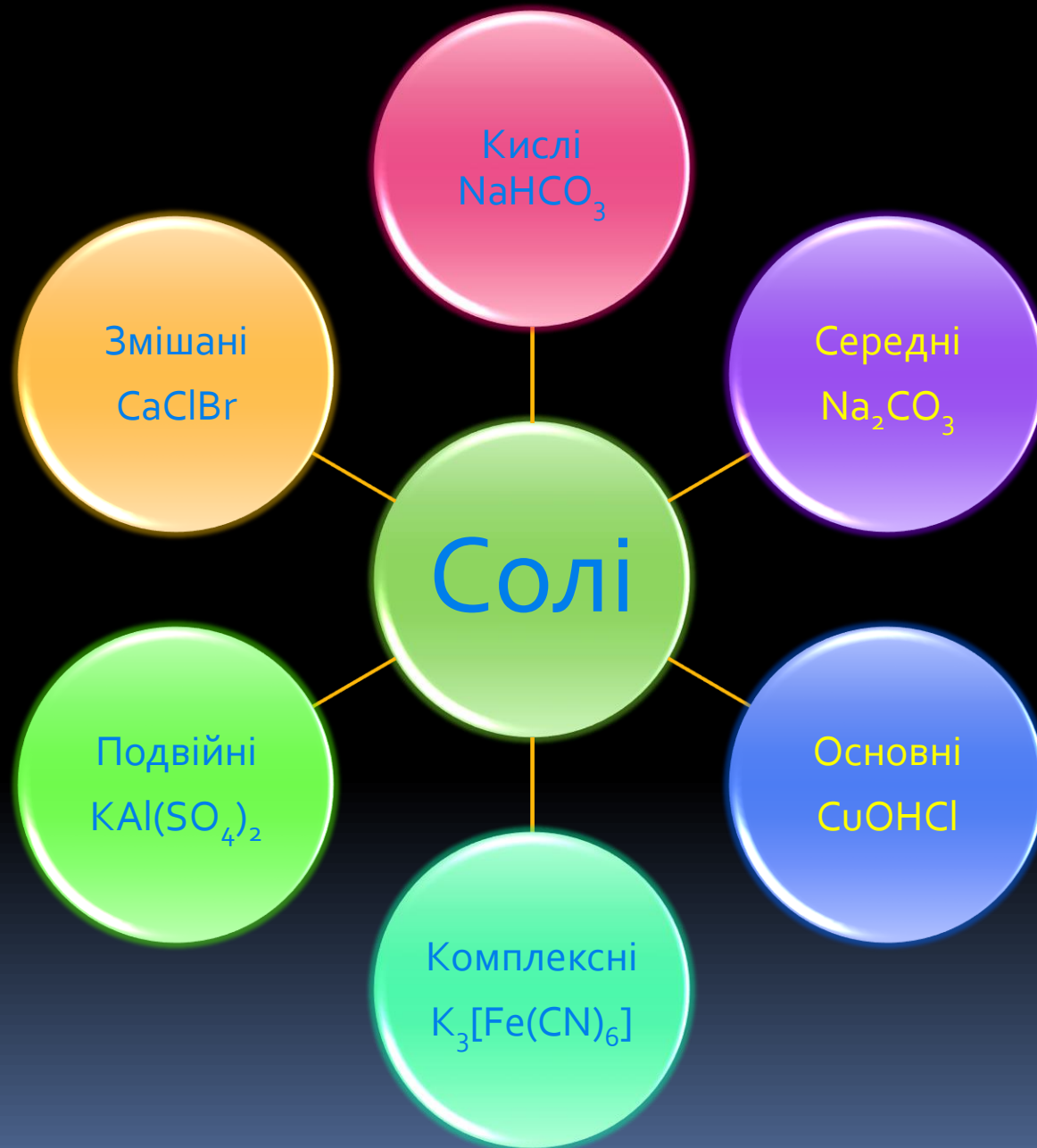
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ

НЕРОЗЧИННА ОСНОВА + КИСЛОТА → СІЛЬ +
ВОДА



РОЗКЛАД ПІД ЧАС НАГРІВАННЯ

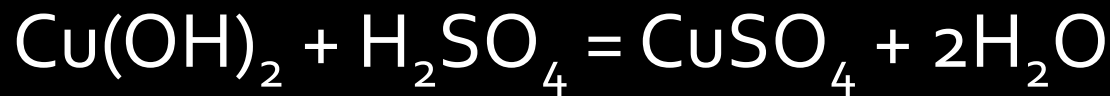




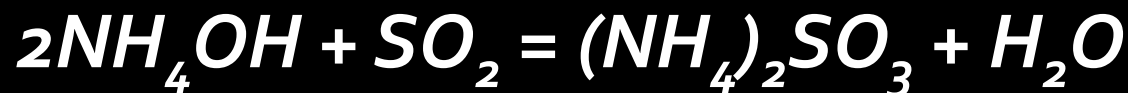
Основні способи одержання солей

	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)

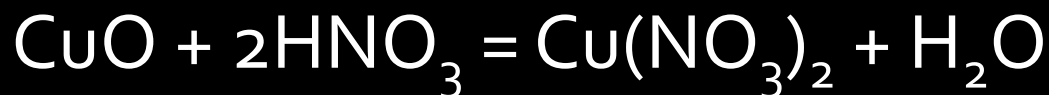
- 1. Взаємодія основ з кислотами:



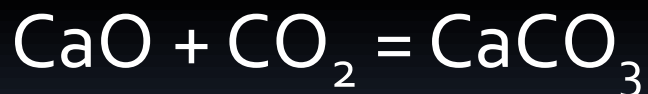
- 2. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



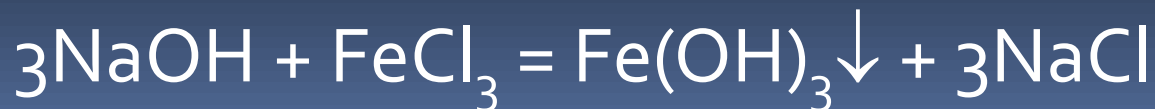
- 3. Взаємодія основних оксидів з кислотами:



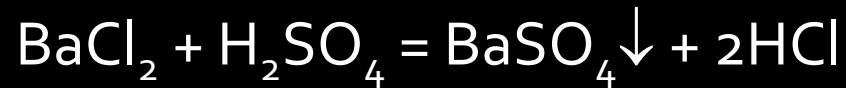
- 4. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами:



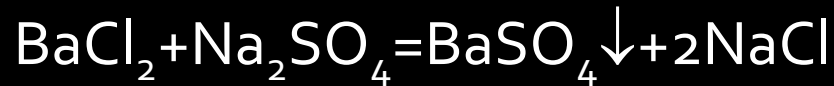
- 5. Взаємодія розчинних основ (лугів) з солями:



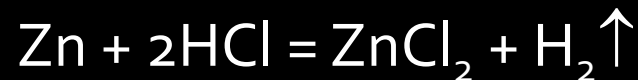
- 6. Взаємодія солей з кислотами:



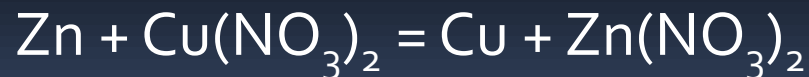
- 7. Взаємодія двох солей між собою з утворенням нерозчинної солі:



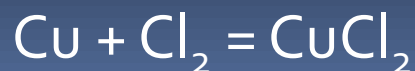
- 8. Взаємодія металів з кислотами. Водень виділяється при взаємодії металів з усіма кислотами, крім азотної кислоти і концентрованої сірчаної кислоти H_2SO_4 .



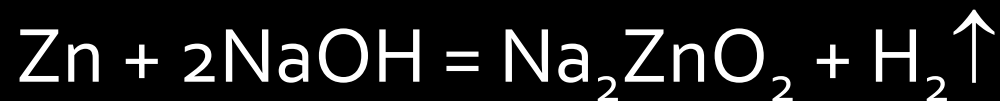
- 9. Взаємодія солей з металами при умові, якщо метал, що вступає у реакцію більш активний, ніж метал, що утворюється:



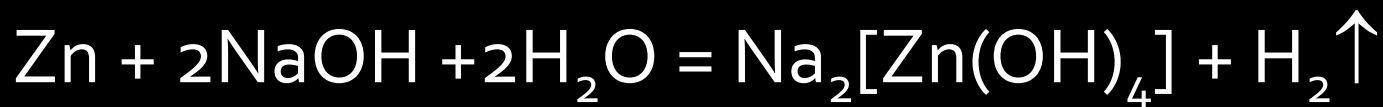
- 10. Взаємодія металів з неметалами:



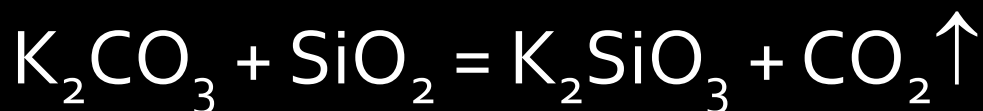
- 11. Взаємодія металів, гідроксиди яких є амфотерними, з лугами:



у водних розчинах реакція йде за рівнянням:



- 12. Сплавленням солей з деякими кислотними оксидами.



- 13. Взаємодія лугів з галогенами:



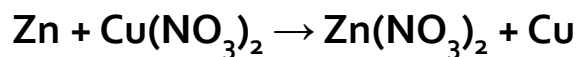
- 14. Взаємодія галогенідів з галогенами:



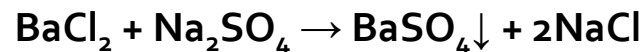
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

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

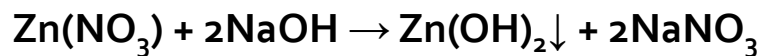
ІНША СІЛЬ + ІНШИЙ МЕТАЛ



СІЛЬ+СІЛЬ → ІНША СІЛЬ+ІНША СІЛЬ↓



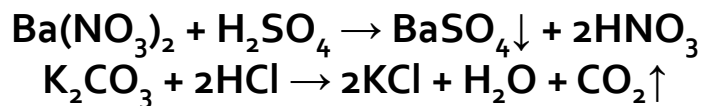
СІЛЬ+ЛУГ → НЕРОЗЧ. ОСНОВА+ІНША СІЛЬ



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

