

## Номенклатура:

$N_2O$  – нітроген (I) оксид  
 $NO$  – нітроген (II) оксид  
 $N_2O_3$  – нітроген (III) оксид  
 $NO_2$  – нітроген (IV) оксид  
 $N_2O_5$  – нітроген (V) оксид

## Добування:

1)  $2Mg + O_2 \rightarrow MgO$   
 $S + O_2 \rightarrow SO_2$   
2)  $Mg(OH)_2 \xrightarrow{t} MgO + H_2O$   
3)  $H_2SO_4 \xrightarrow{t} SO_3 + H_2O$   
 $4HNO_3 \xrightarrow{t} 4NO_2 + 2H_2O + O_2$   
4)  $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$   
5)  $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$   
6)  $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$   
7)  $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{t} 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$

## Поширення:

1) тверді:  $CaO$ ,  $HgO$ ,  $Al_2O_3$ ;  
2) рідкі:  $Na_2O$ ,  $Cl_2O_7$ ,  $SO_3$ ,  $N_2O_5$ ;  
3) газоподібні:  $CO$ ,  $SO_2$ ,  $NO_2$

## Класифікація:

1) основні:  $CaO$ ,  $MgO$ ,  $Na_2O$ ,  $FeO$ ,  $Ag_2O$ ;  
2) кислотні:  $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $SiO_2$ ,  $NO_2$ ;  
3) амфотерні:  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $PbO$ ,  
 $PbO_2$ ,  $SnO$ ,  $Cr_2O_3$ ;  
4) індиферентні:  $SiO$ ,  $CO$ ,  $NO$ ,  $N_2O$ .

# Оксиди

## Застосування:

$ZnO$  (ДФ),  $MgO$ ,  $Al_2O_3$  – при підвищенні кислотності шлункового соку;  
 $N_2O$  – до складу наркозу;  
 $CO$ ,  $CO_2$  – в металургії.

## Властивості:

Основні: 1)  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$   
 $Cu_2O + H_2O \nrightarrow$

2)  $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$   
3)  $CaO + CO_2 \xrightarrow{t} CaCO_3$

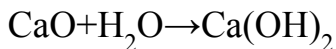
Кислотні: 1)  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$   
2)  $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$   
3)  $CO_2 + BaO \xrightarrow{t} BaCO_3$

Амфотерні: 1)  $ZnO + H_2O \nrightarrow$   
2)  $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$   
3)  $ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

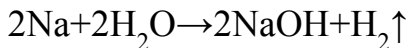
цинкат

## Добування

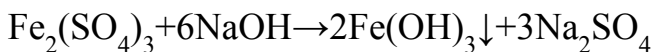
1) Гідратація:



2) Розклад  $\text{H}_2\text{O}$  активними Me (Na, K, Ca, Ba):



3) Нерозчинні:

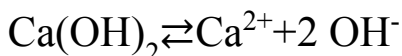
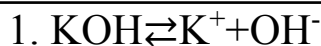


4) Промисловий:

Електролізом розплавів солей



## Номенклатура:



2. NaOH – одно кислотні;

Mg(OH)<sub>2</sub> – 2 – х кислотні;

Fe(OH)<sub>3</sub> – 3 – х кислотні;

3. KOH – калій гідроксид( їдке калі)

NaOH – каустик;

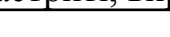
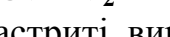
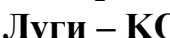
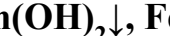
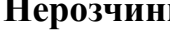
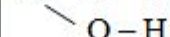
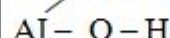
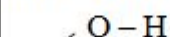
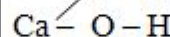
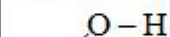
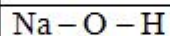
Ca(OH)<sub>2</sub> - гашене вапно, вапняна вода;

Ba(OH)<sub>2</sub> – баритова вода;

4. Cu(OH)<sub>2</sub> – купрум I гідроксид;

Cu(OH)<sub>3</sub> – купрум II гідроксид;

## Структурна формула



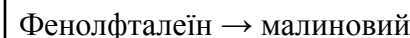
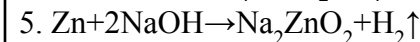
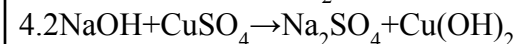
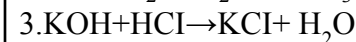
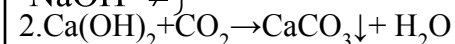
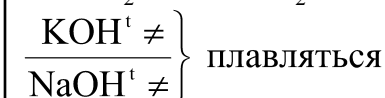
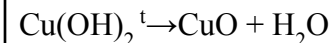
## Властивості

### Фізичні:

1. Мильні на дотик;
2. Водні розчини лугів роз'їдають тканини;
3. Тверді, окрім амонійгідроксид  $\text{NH}_4\text{OH}$

### Хімічні:

1. Розкладаються:



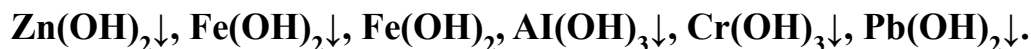
pH > 7

## ГІДРОКСИДИ

## Класифікація:

**Метали I і II гр.: NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub> – сильні електроліти, NH<sub>4</sub>OH – нашатирний спирт, слабкий електроліт.**

**2. Нерозчинні (Me, II, III гр.)**



**3. Луги – KOH, NaOH. Основи – Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>.**

**Амфотерні – Fe(OH)<sub>3</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Sn(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>.**

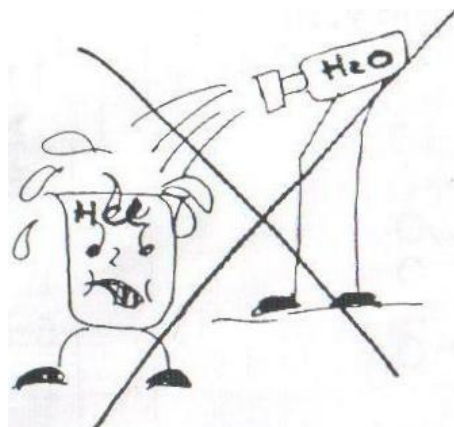
### Застосування:

**NH<sub>4</sub>OH(10%) – при виведенні з паморочного стану.**

**Mg(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub> – при підвищенні кислотності шлункового соку (гастриті, виразці шлунку)**

## Номенклатура

HCl - хлоридна  
HBr - бромідна  
HI - йодидна  
H<sub>2</sub>S - сульфідна  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - сульфатна  
H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> - сульфитна  
HNO<sub>3</sub> - нітратна  
HNO<sub>2</sub> - нітритна  
H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> - ортофосфатна  
HPO<sub>3</sub> - метафосфатна  
H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> - карбонатна  
H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> - силікатна  
H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> - ортоборатна  
HCN - цианідна  
HCNS - роданідна  
HMnO<sub>4</sub> - перманганатна  
CH<sub>3</sub>COOH - ацетатна  
HClO - гіпохлоритна  
HClO<sub>2</sub> - хлоритна  
HClO<sub>3</sub> - хлоратна  
HClO<sub>4</sub> - перхлоратна  
H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> - хроматна  
H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - дихроматна



## КИСЛОТИ

## Властивості

### Хімічні:

1)  $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$   
Активн. Ме (до H)

2)  $\text{Cu} + \text{HCl} \nrightarrow$  !  
Неактив.

3)  $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

4)  $3\text{Zn} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$   
розв.

5)  $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

6)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

7)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
Реакція нейтралізації

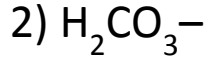
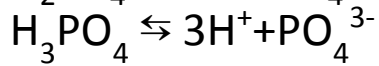
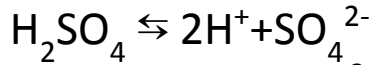
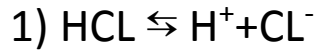
## Застосування

H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> — дезинфікуючий, антисептичний (ДФ).

HCl — при пониженій кислотності (ДФ).

HNO<sub>3(к)</sub> — для виведення бородавок.

## Номенклатура



карбонатна

$\text{HNO}_3$  — нітратна

$\text{HNO}_2$  — нітритна

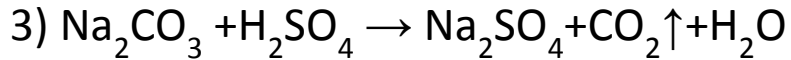
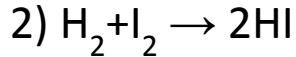
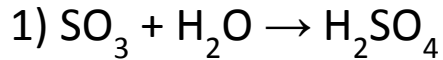
$\text{HCl}$  — хлоридна

$\text{H}_2\text{SO}_4$  — сульфатна

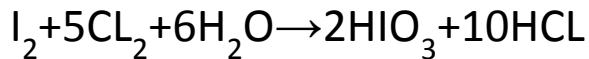
$\text{HCN}$  — ціанідна

$\text{CH}_3\text{COOH}$  — ацетатна

## Добування

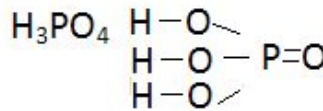
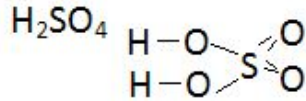
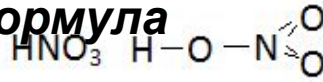


4) окисненням простих речовин:



йодатна к-та

## Структурна формула



# КИСЛОТИ

## Класифікація

I)  $\text{HCl}$  — одноосновна

$\text{H}_2\text{SO}_4$  — 2-х основна

$\text{H}_3\text{PO}_4$  — 3-х основна

II) безокисгенні:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCN}$

окисгенновмісні:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$

III) за кількістю приєднаних молекул

$\text{H}_2\text{O}$

мета (малу к-ть)      орто (більшу к-ть)

$\text{HPO}_3$  — метафосфатна       $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортофосфатна

$\text{HBO}_2$  — метаборатна       $\text{H}_3\text{BO}_3$  — ортоборатна

IV) Сильні:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$

Середні:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HPO}_3$

Слабкі:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$

## Властивості

Фізичні:

1) тверді ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), рідкі ( $\text{HCl}$ )

2) кислі на смак, роз'їдають тканини, шкіру;

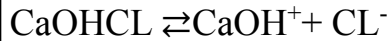
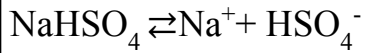
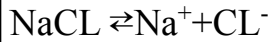
3) синій лакмус — червоний

Метилоранж — малиновий

$\text{pH} < 7$

Фенолфталеїн — не змінює забарвлення

## Номенклатура



### Середні:

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – сода технічна;

$\text{KMnO}_4$  – калій перманганат;

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  – глауберова сіль;

$\text{KClO}_3$  – бертолетова сіль

$\text{NaCl}$  – кухонна сіль;

$\text{K}_2\text{CO}_3$  – поташ;

$\text{KNO}_3$  – калійна селітра;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  – алюмокалієві галуни;

$\text{CaSO}_4$  – гіпс;

$\text{CaCO}_3$  – крейда, мармур, вапняк.

### Кислі:

$\text{NaHCO}_3$  – натрі гідрокарбонат;

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$  – натрій гідрофосфат;

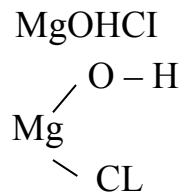
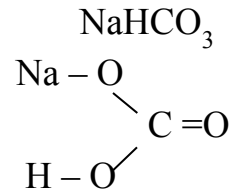
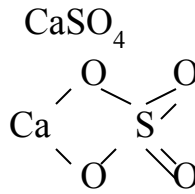
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – натрій дигідрофосфат.

### Основні:

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  –алюміній гідроксо-хлорид;

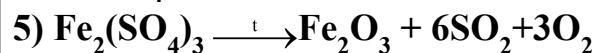
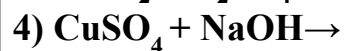
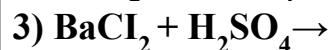
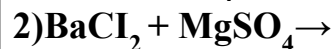
$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  – хромдигідроксо-нітрат.

## Структурна формула



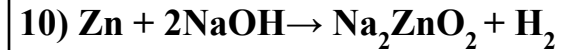
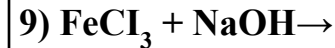
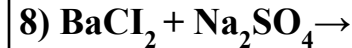
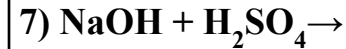
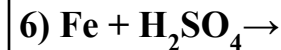
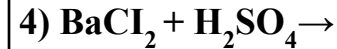
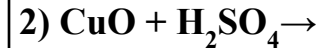
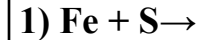
**СОЛІ**

## Властивості

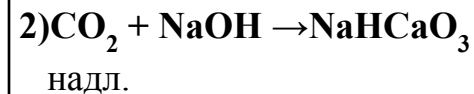
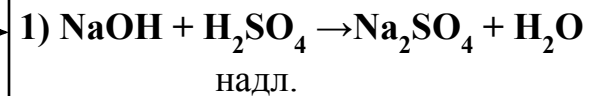


## Добування

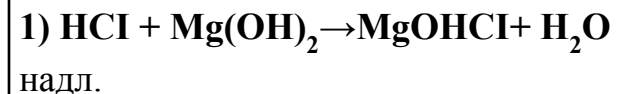
### Середні:



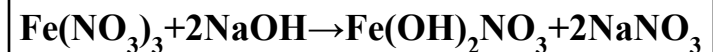
### Кислі:



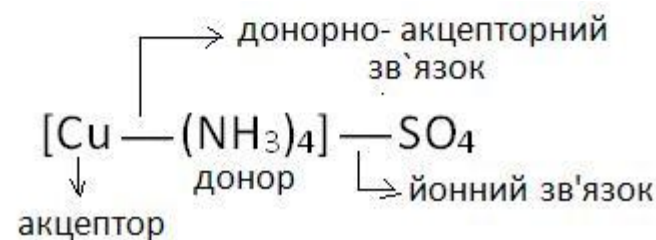
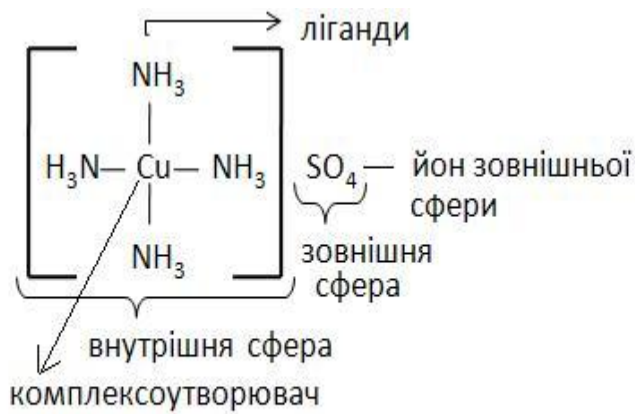
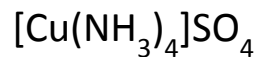
### Основні:



2)



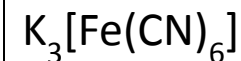
## Будова



**Комплексні сполуки**— сполуки що містять комплексний іон (катион, аніон, нейтральний), який складається з комплексоутворювача та координованих навколо нього лігандів, здатний до самостійного існування в розчинах.

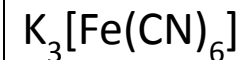
## Комплексні солі

Заряд комплексоутворювача дорівнює алгебраїчній сумі зарядів лігандів і йонів зовнішньої сфери:



$$(+1) \cdot 3 + x + (-1) \cdot 6 = 0 ; x = 6 - 3 ; x = +3$$

Заряд комплексного йона дорівнює алгебраїчній сумі комплексоутворювача і лігандів:



$$(+2) + (-6) = -4 ; x = -4$$

## Класифікація

1) нейтральні комплекси —  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$

2) аміакати —  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$

3) аквакомплекси —  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$

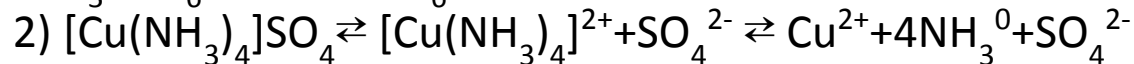
4) змішані солі —  $\text{Pt}[\text{Cl}_2\text{Br}_2]$

5) комплексні кислоти —  $\text{H}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

6) комплексні основи —  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$

7) комплексні солі —  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$

Координаційне число — число, яке показує скільки лігандів входить до складу внутрішньої сфери.



### Значення:

- 1) входять до складу вітамінів (напр.  $V_{12}$ );
- 2) до складу гемоглобіну крові, хлорофілу;
- 3) до лікарських препаратів (АТФ, кокарбоксилаза, ферронцин);
- 4) в аналітичній хімії( якісний та кількісний аналіз);
- 5) добування благородних металів.

Відкриття: А. Вернером у 1893 році.

### Добування:

- 1)  $Cu(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Cu(OH)_4]$
- 2)  $Zn(OH)_2 + 4NH_4OH = [Zn(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$
- 3)  $2KI + HgI_2 = K_2[HgI_4]$

## Комплексні солі

### Номенклатура

|                    |                  |
|--------------------|------------------|
| $CN^-$ — циано—    | $H_2O^0$ — аква— |
| $NO^{2-}$ — нітро— | $NH_3^0$ —       |
| $NH^{2-}$ — аміно— | амін— $Hg^{+2}$  |
| $CNS^-$ родано-    | меркуріат-       |
| $Cl^-$ — хлоро—    | $H^+$ — гідридо— |
| $F^-$ — флуоро—    | $CO^0$ —         |
| $OH^-$ -гідроксо-  | карбоніл-        |
| $O^{2-}$ — оксо—   | $S^{2-}$ — тіо—  |

#### *I. Сіль, що містить комплексні аніони:*

- 1)  $Na_3[Fe(CN)_6]$  - натрійгексаціаноферрат(III)
- 2)  $K[AlH_4]$  – калій-гідридоалюмінат(III)
- 3)  $K_2[PtCl_4]$  калій-тетра-хлороплатинат (II)

#### *II. Сіль, що містить комплексний катіон:*

- 1)  $[Ag(NH_3)_2]Cl$  - діамін-аргентум(I) хлорид
- 2)  $[Co(NH_3)_6]Br_3$  - гексамін-кобальт(III) бромід
- 3)  $[Cr(OH)(H_2O)_2(NH_3)_3]I_2$  – диаква-триамін-гідроксохром (III) йодид

**Якщо лігандів декілька різних їх називають за алфавітним порядком.**

## Якісні реакції на I<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>

1)  $2\text{KMnO}_4 + 6\text{KI} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{I}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$  р-н червоно-бурий,  $\text{CHCl}_3$  малиновий

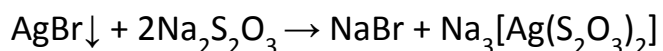
2)  $2\text{KMnO}_4 + 10\text{NaBr} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Br}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ ;

Р-н жовтий,  $\text{CHCl}_3$  оранжевий

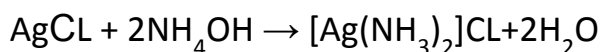
$\text{AgI} \downarrow$  – не розчинний у воді, аміаку, азотній кислоті,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

;

$\text{AgBr} \downarrow$  – не розчинний у воді, азотній кислоті, погано в  $\text{NH}_4\text{OH}$ , але розчинний в  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;



$\text{AgCl} \downarrow$  – не розчинний у воді, азотній кислоті, але розчинний в  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;



$\text{AgCl} \downarrow$  зменш. неметалічні властивості

**Cl** збільш. металічні властивості

**Br** збільш. атомний радіус

**I** зменшується (ЕН)

зменш.

ВСЕ

**HClO**

**HBrO**

**HIO**

Зменшується сила кислоти

Зменшуються окисні властивості

**HF**

**HCl**

**HBr**

**HI**

Збільшується сила кислот (так як міцність зв'язку між Н–NaI зменшується);

Зменшується міцність молекул;

посилюються відновні властивості.

## Отримання галогенідів:

1)  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HCl} \uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

2)  $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HF} \uparrow + \text{CaSO}_4$

3)  $\text{NaI} + \text{H}_2 \rightarrow$

4)  $\text{PBr}_3 + 3\text{HON} \rightarrow 2\text{HON} \rightarrow 3\text{HBr} + \text{H}_3\text{PO}_4$

$\text{PI}_3 + 3\text{HON} \rightarrow 3\text{HI} + \text{H}_3\text{PO}_3$

**HClO**

**HClO<sub>2</sub>**

**HClO<sub>3</sub>**

**HClO<sub>4</sub>**

**HBrO**

**HBrO<sub>2</sub>**

**HBrO<sub>3</sub>**

**HBrO<sub>4</sub>**

**HIO**

**HIO<sub>2</sub>**

**HIO<sub>3</sub>**

**HIO<sub>4</sub>**

**В розчинах не існують!!!**

**NaI**

**NaClO** – Na гіпохлорит

**NaClO<sub>2</sub>** – Na хлорит

**NaClO<sub>3</sub>** – Na хлорат

**NaClO<sub>4</sub>** – Na перхлорит

**HClO** – гіпохлоритна

**HClO<sub>2</sub>** – хлоритна

**HClO<sub>3</sub>** – хлоратна

**HClO<sub>4</sub>** – перхлоратна

зб. сила к-ти і зб. їх стійкість,  
зменш. окисні властивості,  
зб. відновні властивості.



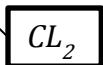
### Відкриття:

- 1)  $\text{Cl}_2$  — 1774р. (Шееле — шведс. вч.)
- 2)  $\text{Br}_2$  1826р (Баллар — франц. вч.)
- 3)  $\text{I}_2$  — 1811р. (Куртуа — франц. вч.)  
1813р., 1814р. - (Гей-Люссак — франц. вч. — встановив елементарну природу  $\text{I}_2$ )

### Поширення:

KCl, NaCl, KClx NaCl

(сильвініт.)



в чистому вигляді

KBr, NaBr, MgBr<sub>2</sub>,

KI, NaI, Ca(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

(лаутарит)



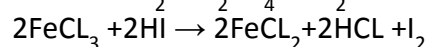
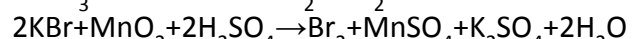
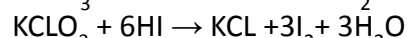
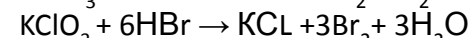
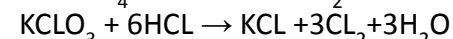
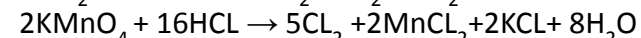
галогени не зустрічаються (т. як дуже активні)

бурих водоростей,

морської води,

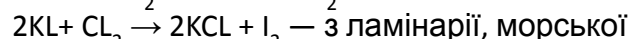
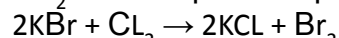
нафтових бурових свердловин

### Лабораторний:



### Промисловий:

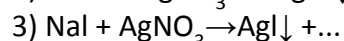
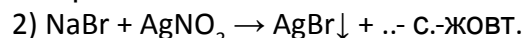
$\text{Cl}_2$  — електролізом розчинів KCl, NaCl



### Якісні реакції на Hal:



б.сирн.



жовт.



$\text{I}^- + \text{крохмаль} \rightarrow$  не змінює

забарвлення

V = I, III, V, VII

n = -1, 0, +1, +3, +5, +7

# Hal

...s<sup>2</sup>p<sup>5</sup>

F — Fluorum —

всероз'їдаючий

Cl — Chlorum — зеленкуватий

Br — Bromum — смердючий

I — Iodum — фіолетовий

### Застосування:

I.  $\text{Cl}_2$  — ОР (у 1-й світовій війні);

$\text{Cl}_2^0$  — відбілювач, дезинфікуючий,

II.  $\text{Br}^-$  отримання бромідів,

-  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$  (бромнстетил) — антидетонатор;

- NaBr, KBr, адоніс бром-заспокійливий при захв. Ц.Н.С.

- AgBr — в фотографії

III.  $\text{I}_2$  — AgI — в фотографії;

- для отримання особливо чистих металів;

- р-н Лютоля ( $\text{K}[\text{I}_3]$ ) — дезинфікуючий засіб (при ангіні)

- Спирт. р-н  $\text{I}_2$  — дезинфікуючий засіб, раньозагоювач

(5% -10% р-н);

- KI — як профілактичний засіб при збільшенні щитовидної

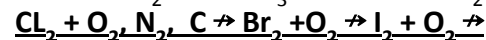
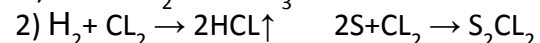
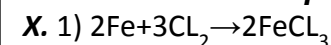
залози.

Ф. а)  $\text{Cl}_2$  — зел, газ. **Отруйний!**

б)  $\text{Br}_2$  — черв-бура рідина. **Отруйний!**

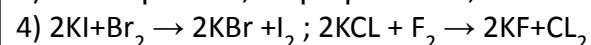
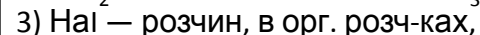
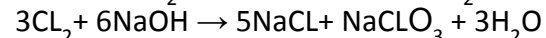
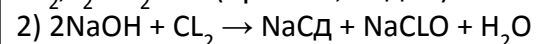
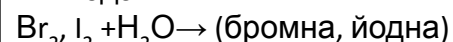
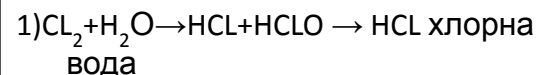
в)  $\text{I}_2$  — сірі крист., пари фіолетові, х-не явище сублімації. **Отруйний!**

**I. відношення до простих речовин :**



**II. відношення до складних речовин :**

О



### Біологічна роль:

1)  $\text{Cl}^-$  — регулять водного обміну, кислотно-лужної рівноваги, осмотичного тиску крові і тканиної рідини;

2)  $\text{Br}_2$  входить до складу гілофізу мозку; (впливає на ріст організму).

3) Нестача  $\text{I}_2$  - порушуються функції щитовидної залози (хвороби: зоб, Базедова хвороба, кретинізм миксидема) уповільнюється ріст.

## Відкриття

шведським вченим Шеєле у 1774

## Поширення

В вільному стані не зустрічається.

Поширений у сполуках: NaCl, KCl,  $KCl \cdot xNaCl$  — сип'явініт,  $MgCl_2$

Валентність = I, III, V, VIII.

Ступінь окиснення = -1, 0, 1, 3, 5, 7.

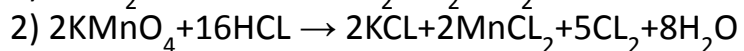
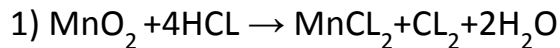
35,5  
17 **CL**

... 3S<sup>2</sup>3P<sup>5</sup>

Chlorum (зеленкуватий)

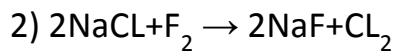
## Добування

I) Лабораторний



II) Промисловий спосіб

1) Електролізом розчинів KCl, NaCl,



## Застосування

I. Біологічна роль хлору (Cl<sup>-</sup>)

- 1) регулює водно-солевий обмін в організмі;
- 2) кислотно-лужну рівновагу крові і тканиної рідини.

II. а) Cl<sub>2</sub> — ОР (у I світовій війні, хім.

б) дезинфікуючий, відбілюючий засіб.

2) Ca(ClO)<sub>2</sub> -дезінфікуючий і відбілюючий засіб.

3) NaCl — (0,9%) використовується як кровозаміник при зневодненні організму, р-н для ін'єкції;

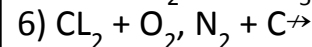
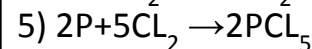
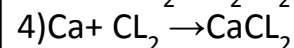
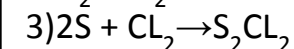
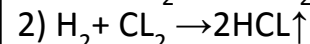
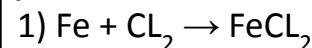
4) CaCl<sub>2</sub> — протизанальний, кровозупинний, протиалергійний засіб.

## Властивості

**Ф.** Cl<sub>2</sub>↑ - газ, зеленкуватий з різким неприємним запахом, отруйний, руйнує слизову оболонку очей, гортані і т.д. добре розчиняється у воді і органічних розчинниках:  
Cl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O — називається хлорною водою

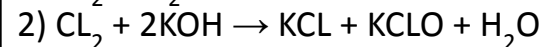
**Х. I) відношення до простих**

**речовин**

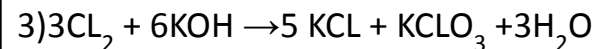


II) Відношення до складних

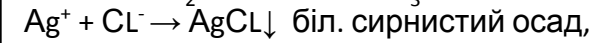
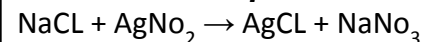
**речовин**



(калій гіпохлорит)

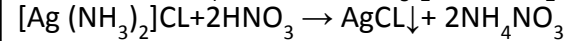
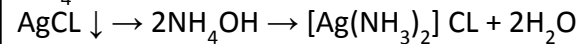


(калій хлорат) **реакція на (Cl<sup>-</sup>)**



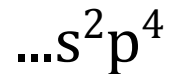
H/p у H<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub>, розчиняється у

NH<sub>4</sub>OH;



(помутніння)

# Халькогени



O  
S  
Se  
Te  
Po

р-елементи проявляють металічні і неметалічні властивості

В = II, IV, VI  
n = -2 (з Me і H<sub>2</sub>); 0, +2, +4, +6, неметалічні властивості зменш., а металічні – збільшуються  
Електронегативність зменш., а атомний R – збільшується.

утворюються оксиди і к-ти: SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, SeO<sub>2</sub>, SeO<sub>3</sub>, TeO<sub>2</sub>, TeO<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>TeO<sub>3</sub>

сила к-ти зменш

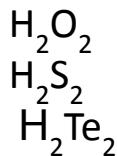
H<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub> – селенітна  
H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub> – селенатна  
H<sub>2</sub>TeO<sub>3</sub> – телуритна  
H<sub>2</sub>TeO<sub>4</sub> – телуратна  
H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub> – ортотелуратна

# Халькогідрогени

H<sub>2</sub>O  
H<sub>2</sub>S ↑  
H<sub>2</sub>Se ↑  
H<sub>2</sub>Te ↑

збільшується сила кислот, атомний радіус, відновні властивості.  
Малорозчинні і мають неприємний запах.

можуть утворювати пероксиди:



нестійкі, сильні окисники: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = H<sub>2</sub>O + O

**Речовини з Se (selenium) і Te (tellurium) – отрута!**

## Відкриття

Шеєле (шведський хімік) добув  $O_2$  у 1772 році — в чистому вигляді, ( $KNO_3$ ,  $Pb_3O_4$ ,  $HNO_3$ )

1774 рік — англійський хімік Д. Прістлі добув з  $HgO$

## Поширення

Ізотопи:  $^{16}O$  (99,76%),  $^{17}O$  (0,04%),  $^{18}O$  (0,2%)

- в повітрі — 21%
- у воді — 89%
- входить до складу живої і неживої природи; оксиди, гідроксиди, кислоти, солі;
- білки, вуглеводи, жири, амінокислоти, ферменти,
- на висоті 25 км —  $O_3$

## Добування

### I. промисловий:

- 1) електроліз:  $2H_2O \leftrightarrow 2H_2 + O_2 \uparrow$
- 2) з рідкого повітря

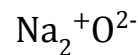
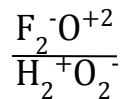
### II. лабораторний:

- 1)  $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2 \uparrow$
- 2)  $2HgO_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$  (в присутності  $MnO_2$ )
- 2)  $2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$
- 3)  $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$
- 4)  $2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2 \uparrow$
- 5)  $2H_2O \leftrightarrow 2H_2 + O_2 \uparrow$  (електроліз)
- 6)  $2BaO_2 + 2CO_2 \rightarrow 2BaCO_3 + O_2 \uparrow$
- 7)  $2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5O_2 + 8H_2O$
- 8)  $6CO_2 + 5H_2O \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + 6O_2$
- 9)  $2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4 \rightarrow 2K_2SO_4 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 3O_2 + 8H_2O$

B = II  
n = -2

16  
8 O

...  $2s^2 2p^4$   
Oxygenium



## Фізичні властивості

$O_2 \uparrow$  - безбарвний газ, без смаку, запаху, трохи важчий за повітря, погано розчинний у воді.

Ткип = - 118° (зріджений, блакитного кольору)

Тзатв = - 219°

Втягується магнітним полем

## Хім. властивості

### I. Відношення до простих речовин:

- 1)  $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
- 2)  $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$
- 3)  $Au + O_2 \rightarrow \text{?}$
- 4)  $S + O_2 \rightarrow SO_2$
- 4)  $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$  — утворюються ангідриди кислот
- 5)  $2C + O_2 \rightarrow 2CO$  — індиферентний
- 6)  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

### II. Відношення до складних речовин:

- 1)  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
- 2)  $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$
- 3)  $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$
- 4)  $CaH_2 + O_2 \rightarrow CaO + H_2O$
- 5)  $CaP + 4O \rightarrow Ca(PO_4)$

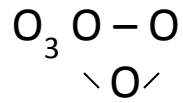
## Значення

I. Дихання, гниття, окиснення, ржавіння.

Використовують для:

- 1) добування кислот, спирту, добрив, лікарських речовин;
- 2) зварки металів;
- 3) добування чавуну, сталі;
- 4) в кольоровій металургії;
- 5) при роботі під землею, на висоті і під водою;
- 6) виробництво вибухових речовин;
- 7) у медицині (кисневі подушки);
- 8) карбоген ( $95\%O_2 + 5\%CO_2$ ) збуджує дихальний центр;
- 9) виробництво реактивного палива.

## **Поширення**



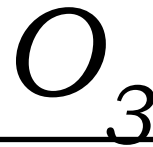
- 1) під час грозових розрядів;
- 2) у стратосфері (озоновий шар — 2-4,5 мм);
- 3) у хвойних лісах (окиснення смоли).

## **Фізичні властивості**

Газ блакитного кольору, з характерним запахом, малорозчинний у воді. Добре розчинний у  $\text{CS}_2$ , органічних розчинниках.

Ткип =  $-111,9^\circ$ . Отруйний

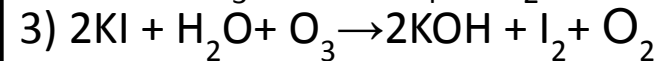
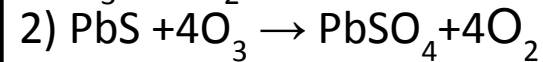
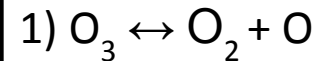
Електроліз:  $3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3$  ( $-288,7\text{кДж}$ )



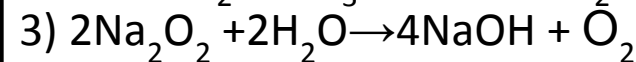
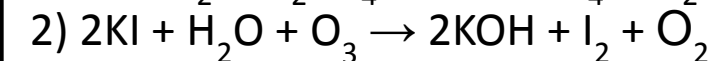
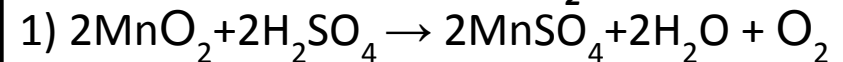
## **Використання**

- 1) для інтенсифікації технологічних процесів;
- 2) очищення димових газів, промислових та побутових стоків;
- 3) для дезінфекції питної води та повітря.

## **Хімічні властивості**



### **Добування $\text{O}_2$ :**



FeS<sub>2</sub> — пірит (колчедан)

FeCuS<sub>2</sub> — халькопірит

PbS — галеніт (свинцевий блиск)

ZnS-цинкова обманка

CaSO<sub>4</sub>\*2H<sub>2</sub>O – гіпс

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — глауберова сіль

BaSO<sub>4</sub> –барит

Самородна S: поблизу вулканів,

сіркобактерії, водорості

Мексика

США

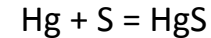
Японія

Італія

Україна

### Школа життя

Якщо розбився термометр, то Hg можна зібрати, посипавши її порошком сірки:



Біол. роль: недостача призводить до захворювання волосся, нігтів.

<sup>32</sup><sub>16</sub> S ... 3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup>

### Sulfur

n = 2, 0, +2, +4, +6

B = II, IV, VI

**СВІТЛО-ЖОВТИЙ**

**Ф.в:** жовтий порошок н/р у H<sub>2</sub>O, але розчинний у бензині, CS<sub>2</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>. Погано проводить тепло, електричний струм.

#### Алотропні модифікації:

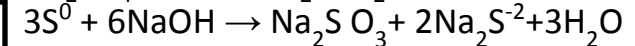
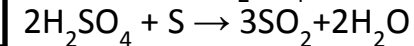
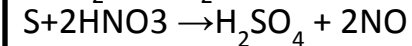
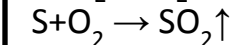
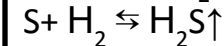
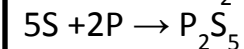
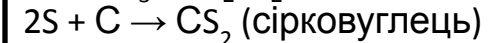
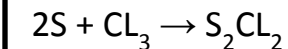
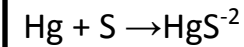
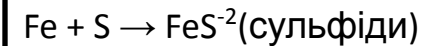
- Ромбічна
- Моноклінна
- Пластична

**Молекула:** t = 22°-150° → S<sub>8</sub>

t = 444° → S<sub>8</sub>, S<sub>6</sub>, S<sub>4</sub>, S<sub>2</sub>

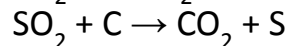
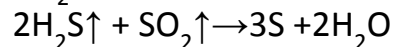
t = 900° → S<sub>2</sub>

**Хв.:** виступає як окисник і як відновник

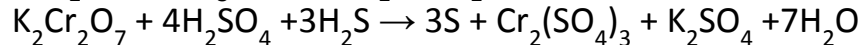
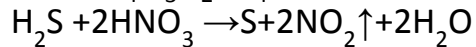
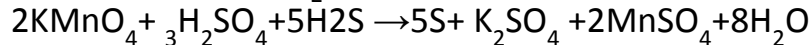
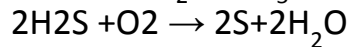


### Добування

1) пром. FeS<sub>2</sub> → FeS+S



2) лабор.: H<sub>2</sub>S + Cl<sub>2</sub> → S+2HCL



### Застосовують для:

- 1) отримання H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CS<sub>2</sub>;
- 2) в паперовій промисловості: Ca(HSO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;
- 3) вулканізації каучука;
- 4) виготовлення сірників, синтетичного шовку;
- 5) для боротьби з с/г шкідниками;
- 6) порошок S (назовні) — дизенфікуючий при захворюванні шкіри (екзема); в середину: при розладах шлунку і порушенні обміну речовин;
- 7) синтезу органічних речовин.

**Поширення:** Входить до складу вулканічних газів, мінеральних джерел, утворюється при гнитті органічних речовин (рослинних і тваринних).

**Фізіологічна дія:** HS — отрута! Чистий — дуже небезпечний, вбиває миттєво. 1) Якщо у повітрі присутня: 1ч на 10000ч. повітря — небезпечний! 2) при частому вдиханні H<sub>2</sub>S людина перестає відчувати його запах: Fe + S = FeS! Сірководень руйнує гемоглобін крові, так як S (H<sub>2</sub>S) має велику спорідненість до Fe та інших матеріалів. Симптоми отруєння: Головний біль, нудота, запаморочення голови. Надання першої допомоги: вивести потерпілого на свіже повітря і дати випити невелику кількість хлорної води.

**Добування:** 1)  $H_2 + S = H_2S$   
2)  $FeS + 2HCl = H_2S + FeCl_2$

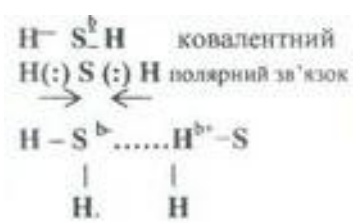
### Сульфіди

**Добування:** 1)  $Fe + S = FeS$  2)  $2NaOH + H_2S = Na_2S + 2H_2O$   
**гідроліз:**  $Na_2S = 2Na^+ + S^{2-}$   
I  $Na_2S + H_2O = NaOH + NaHS$   
 $S^{2-} + H^+ = OH^- + HS^+$   
II  $NaHS + H_2O = NaOH + H_2S$   
 $HS + H_2O = OH + H_2S$   
**pH > 7**

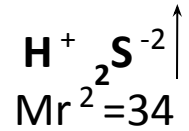
### Застосування сульфідів

1) у фарбувальній справі (HgS-червоний, CdS» жовтий — фарба. 2) кристали здатні світитись (люмінесценція) 3) у шкіряній промисловості (Na<sub>2</sub>S) 4) отримання полісульфідів (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>)

**Сірководневі ванни**  
(викликають легкі подразнення шкіри, вужують кровоносні судини.)  
Мають цілющу дію при ревматизмі, подагрі (курорти: П'ятигорськ, Мелцеста)



### Водневий зв'язок



H<sub>2</sub>S - сірководень, без кольору, з запахом «тухлих яєць». t = -60,8 °C — рідкий  
t = -85,7 °C — затверджує -S<sup>-2</sup> - проявляє відновні властивості, так як віддає е  
Х

- I 1)  $Cl_2 + H_2S = 2HCl$  хлорна вода
- 2)  $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$
- 3)  $2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$  з вибухом
- II 1) H<sub>2</sub>S в H<sub>2</sub>O — утворює сульфідну кислоту
- I  $H_2S = H^+ + HS^0$   
 $HS^0 = H^+ + S^{2-}$
- 1)  $H_2S + PbCl_2 =$
- 2)  $H_2S + CaO =$
- 3)  $H_2S + KOH =$
- 4)  $2KMnO_4 + 4-3SO_4 + 5H_2S \rightarrow 5S + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$   
Розчин знебарвився KMnO<sub>4</sub>
- 5)  $H_2S + 2HNO_3 = S + 2NO_2 + 2H_2O$   
Оранж. Бурий газ
- 6)  $K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3H_2S \rightarrow 3S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$  розчин зелений

**Добування:**

- 1) в промисловості :
- 2) контактний:  
 $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$
- 3) нітрозний:  
 $SO_2 + NO_2 \rightarrow SO_3 + NO$

**Поширення:**

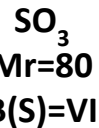
Атмосферні опади  
(кислотні дощі)

**Застосування:**

Для отримання  $H_2SO_4$   
Якщо необхідно розбавити олеум, то при цьому добавляється не  $H_2O$ , а  $H_2SO_4(p)$

**Добування солей:**

- 1) сульфатів;
- 2) гідросульфатів;
- 4) кислот ( $HF, HCl, H_3PO_4$  і т.д.);
- 3) одержання добрив (фосфатних, азотних);
- 5) очищення нафтопродуктів (бензину, гасу);
- 6) металургійна промисловість (отримання металів);
- 7) виготовлення пороху, нітроглицерину- вибухівки;
- 8) штучне волокно, барвники, пластмаси, ліки.

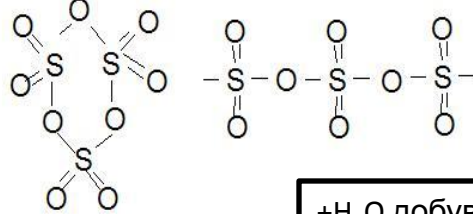


Ф.  $SO_3$  - сірчаний ангідрид, рухлива рідина, безбарвна  
tкип.= 44,9°C, tзатв.=16,8°C  
(відбувається полімеризація)

**2 модифікації  $SO_3$** 

Льодоподібна

Азбестоподібна



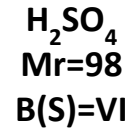
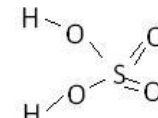
- 1)  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- 2)  $SO_3 + CaOH \rightarrow$
- 3)  $SO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

$SO_3$  розчиняється в моногідриді  $H_2SO_4 (SO_3 + H_2O)$  і утворюється - олеум - густа оліїста рідина  
 $H_2SO_4 + SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \cdot xSO_3$   
 $H_2S_2O_7$  - піросульфатна кислота

+ $H_2O$  добув.  
башенний  
(нітрозний)

**Поширення:**

Атмосферні опади

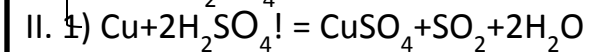
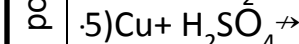
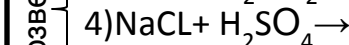
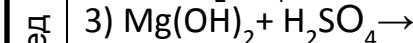
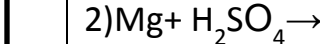
**Якісна реакція:**

$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$   
б.ос. не розчинний в кислотах, лугах

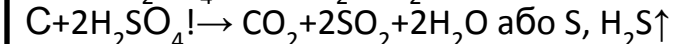
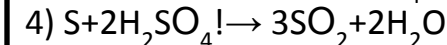
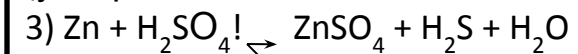
**Сорти:**

- 1) башена (75-76%)
- 2) купоросне масло
- 3) олеум (60%  $SO_3$ )

Ф. безбарвна рідина, стійка, гігроскопічна

 **$H_2SO_4$  = ОКИСНИК**

2) на холоді  $\rightarrow$  Fe, Al, Cr, Pb! пасивація!  
(утворюються захисні окисні плівки)



$H_2SO_4$ ! — обуглює органічні речовини і віднімає від них  $H_2O$ , викликає сильні опіки

$H_2SO_4(p)$  — приєднує  $H_2O$  до органічних сполук  $\rightarrow$  гідроцелюлоза  $\rightarrow$  дірка!



## Відкриття

1772р.-Д.Резерфорд-виділив  $N_2$  з повітря (не підтримуєгоріння і дихання)

«Селітровар» - той що народжує селітру –укр.назва ;

Лавуазьє - відкрив термін «азот»- «без життєвий»

1836р.-40р. - Буссенго(французький вчений) - без участі  $N_2$  неможливий кругообіг в природі

1)солі,кислоти ( $HNO_3$ ,  $KNO_3$ )

2)входять до складу білків, нуклеїнових кислот,вітамінів, хлорофілу;

3)до складу клітини(цитоплазма, ядро);

4)до складу повітря (78%).

## Способи одержання

### 1.Лабораторний

1) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$  (з вибухом)

2) $NH_4Cl + KNO_2 \rightarrow KCl + N_2 + 2H_2O$

3) $3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$

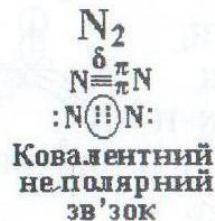
4) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightleftharpoons N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$

5) $8NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6NH_4Cl$

6) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$

2. У промисловості-з повітря

## Будова молекули



V=I, II, III, IV, V.

$n = -3; 0; +1; +2;$

$+3; +4; +5$

**14 N**  
**7**

Nitrogenium

**...2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>**

## Властивості

Фізичні:  $N_2$ ! — безбарвний газ, без запаху, легший за повітря, ( $M_r=28$ ), погано розчинний у воді, найміцніша молекула, тому вільний  $N_2$  інертний газ, за нормальних умов  $t = -195,8^\circ C$  (рідина)  $t = 210^\circ C$  (тверда речовина).

Хімічні: При кімнатній  $t$   $N_2$  малоактивний!

1)  $6Li + N_2 = 2Li_3N$  } Нітриди Me  
3)  $Mg + N_2 = Mg_3N_2$  } (реагують з активними Me)  
2)  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO \uparrow$   
3)  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \uparrow$

## Застосування

- 1) синтез  $NH_3$
- 2) в медицині:  $N_2$  вводять в грудну клітку (туберкульоз) при операціях на легенях;
- 3) накачування автомобільних шин;
- 4) для наповнення електролампочок;
- 5) на бензоскладах (для перегонки бензину);
- 6) виробництво  $NH_3$ ,  $HNO_3$  азотних добрив, лікарських препаратів;
- 7) за допомогою  $N_1$  проводять електрозварку Me (Cu).

## Фізіологічна дія

- 1) за нормальних умов азот ніяк не впливає на живий організм;
- 2) на глибині під водою (декілька десятків метрів під тиском) — сп'яніння (ейфорія);
- 3) при різкому падінні тиску (підйом водолаза) — бульбашки  $N_2$  закупорюють кровоносні судини (кисень не встигає виділитись з легень) і настає захворювання - «кесонна — емболія».

## Поширення

Поблизу помешкання людей.

## Фізіологічна дія

1) Руйнує слизові оболонки і шкіру. 2) При потраплянні всередину:

блювота, пронос, смерть — виникає від набряку гортані.

**Перша допомога:** дати випити розчин оцтової кислоти (слабкий), стакан соняшникової олії, молока. При потраплянні в очі — ретельно промити водою

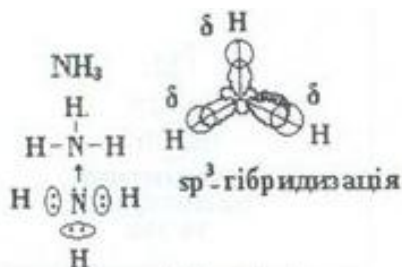
Якісні реакції на  $\text{NH}_4^+$ :



## Застосування солей амонію

: 1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  — у паяльній справі, відхаркуючий при набряках серцевого походження; 2)  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  — в кондитерській справі; 3)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  — в аналітичній хімії; 4)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — добриво, виробництво

## Будова молекули



Ковалентний (полярний) зв'язок

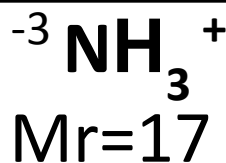
## Властивості: Фізичні $\text{NH}_3$ —

безбарвний газ, з різким запахом, здушливий, легко розчинний у  $\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$   $t = -33,35^\circ\text{C}$  — рідкий.  $t = -77,7^\circ\text{C}$  — твердий.

- 1)  $\text{NH}_3 + \text{Na} = \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$
- 2)  $8\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Cl}$
- 3)  $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$

## Застосування

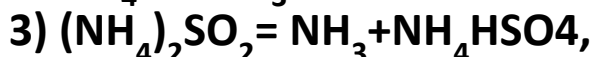
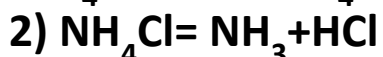
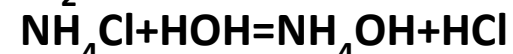
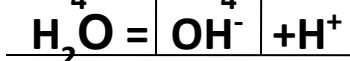
- 1) в холодильниковій справі (штучний лід)
- 2)  $\text{NH}_4\text{OH}$  (10%) — при запарюванні, відхаркуючий;
- 3)  $\text{HNO}_3$  - добрива, барвники, лікарські препарати.



## Соли амонію 1)

$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$  (Нашатир)  
соли розчинні у воді.

Гідроліз:



сіль нелеткої кислоти

## Способи добування:

- 1)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
- 2)  $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

### Якісні реакції

1)  $\text{NO}_2 + \text{антипирин} \xrightarrow{\text{iNL}}$  розчин  
смарагдово-зеленого кольору.

2)  $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaSO}_4 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$   
бурий газ безбарвн.

### Властивості

**Фізичні:** слабкий, не стійкий,  
існує тільки в розчинах. Всі  
солі отруєні.

### Хімічні:

$\text{HNO}_2$   $\left\{ \begin{array}{l} \rightarrow +\text{Me} \\ \rightarrow +\text{MeO} \\ \rightarrow +\text{KOH} \end{array} \right.$

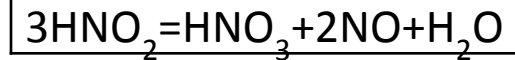
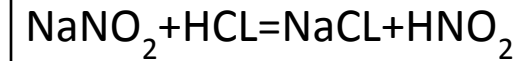
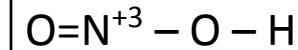
$2\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



### Значення

1) для одержання нітритів.  
 $\text{NaNO}_2$  – судинорозширюючий  
засіб, відновник в аналітичній  
хімії.

### Способи отримання



### Солі

**I. Окисні властивості:** окисн. до  $\text{NO}_2 \uparrow$  (бурий газ)  
 $2\text{NaNO}_2 + 2\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NO} \uparrow + \text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$   
р-н черв. бурий

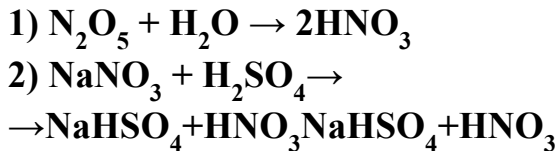
**II. Відновні властивості:**  
 $2\text{KMnO}_4 + 5\text{NaNO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{NaNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$   
фіолет. р-н  $\text{KMnO}_4$  знебарвл.

якісні реакції  
на  $\text{NO}_2^-$  іони

## Поширення

Атмосфера – опади.(повітря)

## Способи добування



## Застосування

1) виробництво азотних добрив, пластмаси, штучних волокон, літаків.

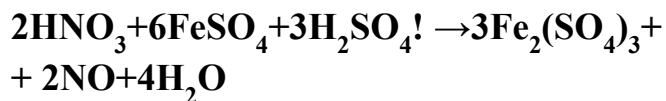
$AgNO_3$  – антисептичний, в'язучий засіб:

- для зовнішнього застосування; захворювання очей, тріщини шкіри, при захворюванні горла(фарингіт);  
- для внутрішнього застосування: при катаракті шлунку;

2) в дзеркальній справі, фотографії.

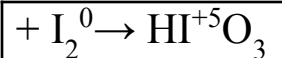
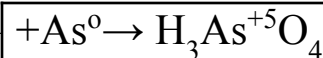
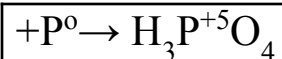
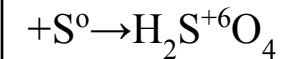
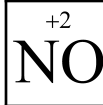
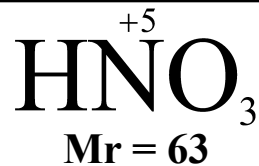
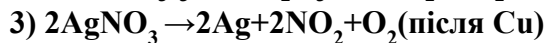
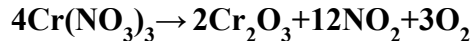
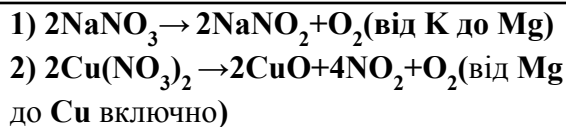
## Якість реакцій на $NO_3^-$

1) Реакція « бурого кільця»:



$FeSO_4 + NO \rightarrow [Fe(NO)]SO_4$  – буре кільце.

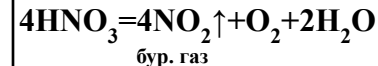
2)  $NO_3^-$  + дифеніламін  $\xrightarrow{H_2SO_4}$  синій р-н



## Властивості

**Фізичні:** сильний, одноосновний, існує у вільному стані, безбарвна рідина, з різким задушливим запахом.

Жовтіє на сонці: (плями на пальцях)



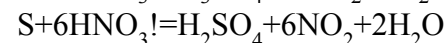
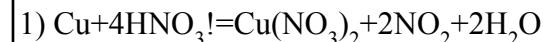
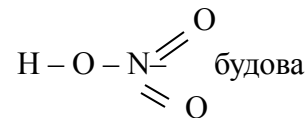
**Види:**

1) димляча – 98% - 100%

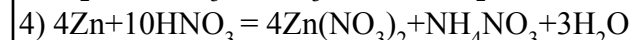
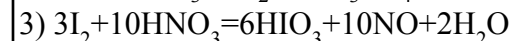
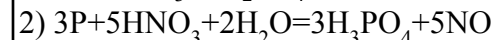
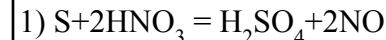
2) розбавлена 65%

**Хімічні:**

**I. Сильний окисник:** так n = +5 в = IV  
відношення до простих речовин

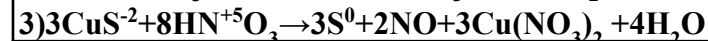
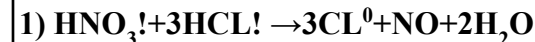


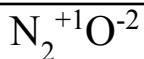
**II. Розроб – на**



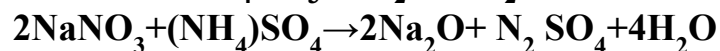
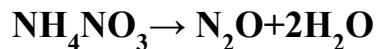
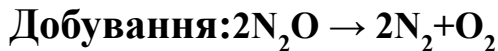
**III. Відн. До складних р-н:** Cr, Pb, Fe + Al +  
+  $HNO_3$  пасивує

«Царська вода» (сильний окисник): розчиняє Au, Pt



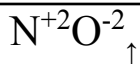


**Властивості:** безбарвний з характерним запахом, солодкуватого смаку, застосовується для отримання  $\text{HNO}_3$ .



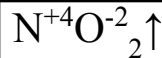
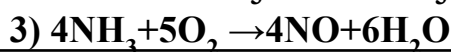
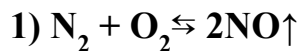
**Застосування:** наркотична речовина «Веселящий газ».

(знеболюючий, входить до складу наркозу, використовується у хірургії).



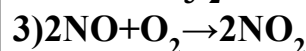
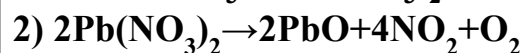
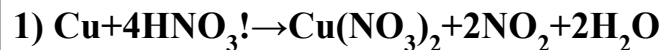
**Властивості:** безбарвний, неслетворний

**Добування:**

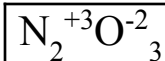
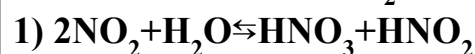


**Властивості:** бурий газ, із характерним запахом, отрута! Окисник.

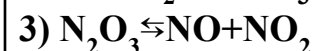
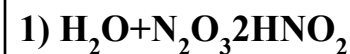
**Добування:**



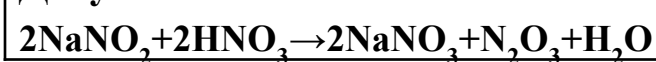
Ангідрид 2-х к-т  $\text{HNO}_2$  і  $\text{HNO}_3$



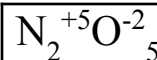
**Властивості:** темно-синя рідина (при  $\downarrow t$ ) (ангідрид нітратної кислоти)



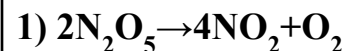
**Добування:**



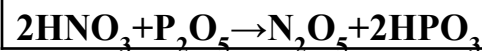
## Оксиди нітрогену



**Властивості:** тверда, кристалічна речовина, сильний окисник (ангідрид кислоти).



**Добування:**



$P_2O_3$  – ангідрид фосфітної кислоти, кислотний оксид, білий кристалічний порошок.

**Добування:**

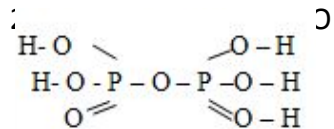
- 1)  $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$
- 2)  $2H_2PO_3 \rightarrow P_2O_3 + 3H_2O$

**Властивості:**

- 1)  $P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_2PO_3$  - фосфітна кислота;
- 2)  $P_2O_3 + 3CaO \rightarrow Ca_3(PO_3)_2$
- 3)  $P_2O_3 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_3)_2 + 3H_2O$

$H_4P_2O_3$  – дифосфатна кислота, одержують частковим зневодненням

$H_3PO_4$  – це кристалічна речовина



$P_2O_5$  – білий дрібнокристалічний порошок, застосовується для осушення газів. Типовий кислотний оксид.

**Властивості:**

- 1)  $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$  - метафосфатна
- 2)  $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$  - ортофосфатна
- 3)  $P_2O_5 + 3CaO \rightarrow Ca_3PO_4$
- 4)  $P_2O_5 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$

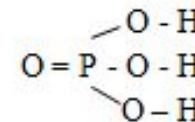
**Добування:**

- 1)  $P + O_2 \rightarrow$
- 2)  $P + KClO_3 \rightarrow$
- 3)  $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 \rightarrow$

$H_3PO_4$  – ортофосфатна кислота, склоподібна речовина, добре розчиняється у воді, середньої сили кислоти

**Добування:**

- 1)  $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$
- 2)  $P + HNO_3 \rightarrow$
- 3)  $P + HNO_4 \rightarrow$



**Властивості:**

- +Me →
- + MeO →
- + Me(OH)<sub>2</sub> →
- + солі →

**Дисоціація:**

- 1)  $H_2PO_4 \rightleftharpoons H + H_2PO_4$
- 2)  $H_2PO_4 \rightleftharpoons H + HPO_4$
- 3)  $HPO_4 \rightleftharpoons H + PO_4$

**Солі:**

**Кислі:**

- 1)  $2NaOH + H_2PO_4 \rightarrow Na_2HPO_3 + 2H_2O$

**Середні:** 2)  $3NaOH + H_3PO_4 + 3H_2O$

## Сполуки фосфору

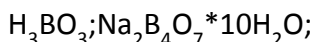
$HPO_3$  - метафосфатна кислота, склоподібна речовина, розчиняється у воді, отруйна!

**Добування:**

- 1)  $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$
- 2)  $P + 5HNO_3 \uparrow \rightarrow HPO_3 + 5NO_2 + 2H_2O$

### Поширення:

Зустрічається в сполуках:



$\text{CaB}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  – боракальцит;

$2\text{Mg}_3\text{B}_8\text{O}_5 \cdot \text{MgCl}_2$  – борацит.

У вільному стані не трапляється:

грант-червоні кристали.

В 1808 р. Гей-Люссаком і

Тенаром – аморфний

бор;

В 1895 р. Г. Муасан –

кристалічний(чистий).

Бор – типовий

Ф.неметал, що знаходиться в III групі. В нього дуже малий ат. R(0.8A°).

$t_{\text{пл.}} = 2075^\circ\text{C}$ ;  $t_{\text{кип.}} = 3700^\circ\text{C}$ .

термін «Бор» ввів вчений В. М. Севергін

### Алотропні модифікації:

1) **Аморфний бор** – бурий порошок, без смаку і запаху, погано проводить тепло і електричний струм.

2) **Кристалічний бор** – це кристали червоного кольору (гранати). Так як бор володіє великою спорідненістю до інших елементів, його не вдалося добувати в абсолютно чистому вигляді, в залежності від домішок, змінює і свої властивості.

### Біологічна роль:

Важливий в мікроелементах, який впливає на:

1) білковий і вуглеводневий обмін (утворює каротин, вітамін А).

2) сприяє розвитку кореневої системи у рослин.

B=III

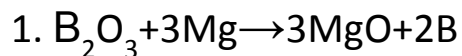
$n=+3, 0, -3$

10,8  
5 **B**

**Borum**

... $2s^2 2p^1$

### Добування:



аморфний  $\xrightarrow{1200^\circ}$



Відновлення галогенопохідних

(кристалічний бор).

1. в металургії: до сплавів (утворює тверді сталі), мін добриво, ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ).

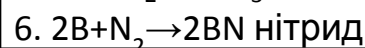
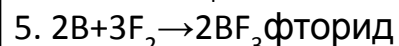
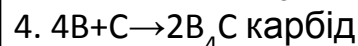
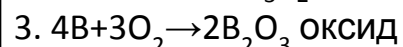
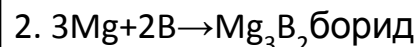
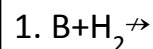
2)  $\text{B}_4\text{C}$  – в ядерних реакторах-гальму нейтрони, буріння свердловин.

3) Бориди – входять до складу деталей реактивних двигунів.

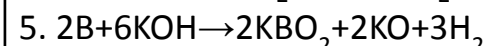
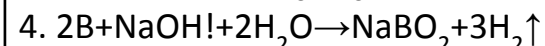
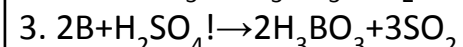
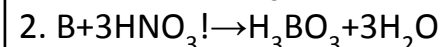
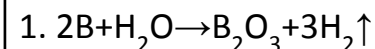
4) Гранат – як прикраса.

### X. Виступає як окисник, так і відновник.

#### I. До простих речовин:



#### II. До складних речовин:



|                    |  |
|--------------------|--|
| <b>БОРАН<br/>И</b> | $\rightarrow \text{Mg}_3\text{B}_2 + 6\text{HCl} = \text{B}_2\text{H}_6 + 3\text{MgCl}_2$<br>боретан |
|--------------------|--|

|  |   |
|--|---|
| $\text{B}_2\text{O}_3$   | <b><u>Склоподібний</u></b><br><b><u>Кислотний</u></b> |
| $\text{HBO}_2$ – метаборатна к-та<br>$\text{H}_3\text{BO}_3$ – ортоборатна к-та<br>$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборатна к-та<br>$\text{B}_3\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{BO}_3$ |   |

|  |                             |
|--|-----------------------------|
| $\text{H}_3\text{BO}_3$  | <b><u>Застосування:</u></b> |
| <u>Слабка к-та; кристалічна.</u><br><u>Застосовується як антисептик(</u><br><u>полоскання рота, горла) 2-4% р-н; у</u><br><u>мазях(5-10%) – при захворюваннях</u><br><u>шкіри; при отитах.</u> |                             |

|  |
|--|
| <b><u>Добування:</u></b>   |
| 1. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ |
| 2. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{HCl} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaCl}$                       |
| Слабкіша за $\text{H}_2\text{CO}_3$ , $\text{H}_2\text{S}$ .   |

## Сполуки В

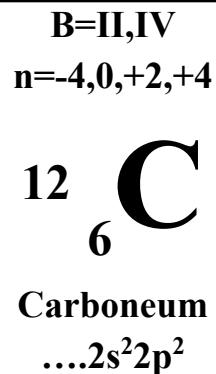
|  |   |
|--|---|
| <b>БУР<br/>А</b>   | - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – безбарвний кристалічний порошок. |
| $4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O}$<br><u>Гідролізує:</u><br>$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{HOH} \rightleftharpoons 4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH}$<br>$\text{B}_4 + 7\text{HOH} \rightleftharpoons 4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{OH}$<br><p style="text-align: center;">PH &gt; 7</p> |   |
| <b><u>Застосування:</u></b>  |   |
| 1. Виготовлення скла, емалі, фарфору, фаянсу.<br>2. У медицині: антисептичний засіб, іноді (всередину) при захворювання на епілепсію.  |   |

|   |
|---|
| <b>Якісна реакція на <math>\text{B}_4\text{O}_7^{2-}</math> (<math>\text{H}_3\text{BO}_3</math>)</b>  |
| $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = 4\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$   |
| $3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_3\text{BO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4!} \begin{array}{c} \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \\   \\ \text{B}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \\   \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array} + 3\text{H}_2\text{O}$ |
| Язики полум'я зелені → Броноетиловий естер.   |

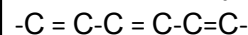


## Поширення:

- 1) повітря: CO, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>;
- 2) сполуки: CaCO<sub>3</sub> - мармур, вапняк, крейда;  
MgCO<sub>3</sub> - магнезит;  
CaCO<sub>3</sub>\*MgCO<sub>3</sub> — доломіт,  
FeCO<sub>3</sub> - сидерит;  
CuCO<sub>3</sub>\*Si(OH)<sub>2</sub> - малахіт.
- 3) у вільному стані: алмаз, графіт.
- 4) корисні копалини: кам'яне вугілля, нафта, горючі гази.
- 5) до складу живих організмів: білки, вуглеводи, жири і тд.



**3) Карбін** - синтетично одержаний з C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (Коршаковим В.В. і Складковим А.). Використовується як напівпровідник.



**4) Полікумулен** - синтетично одержаний. =C=C=C=C= (виготовлення штучних клапанів серця).

**Аморфний вуглець**: сажа, кокс, деревне вугілля - не є алотропні модифікації, т.як вони мають домішки.

**Карболен**: 1) дисперсія; 2) метіоризм; 3) при харчовому отруєнні; 4) отруєння алкалоїдами, радіонуклідами.

**Адсорбція** - здатність поглинати гази, пари поверхністю твердого тіла. Поглинальну здатність деревного вугіллябула вивчена в 1785 р. академіком Т.Ловіцем. У 1913р. академік М.Д.Зелінський одержав березове активоване вугілля і вперше використав його у протигазах.

## Властивості:

Алотропні модифікації:

**1) Алмаз** - прозорі кристали, самий твердий з усіх природних речовин, служить еталоном твердості.

Будова кристалічної ґратки: центральний атом С зв'язаний з 4-ма сусідніми атомами С ковалентними зв'язками на однаковій відстані

**Родовища**: Урал, Якутія, ПАР.

Штучні алмази були одержані із графіту у 1955 р. американськими і шведськими вченими (використ.: p=70-100 тис.атом., t=3000°C; В СРСР - 1961р.)

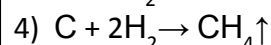
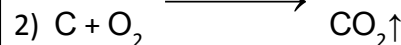
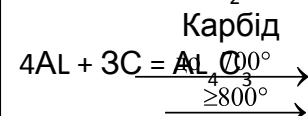
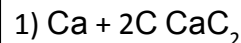
**Застосування алмазу**: свердлення чавуну і сталі, шліфування коштовного каміння, буріння нафтових свердловин, різання скла; діаманти — коштовне каміння.

**2) Графіт** - темносірі кристали з металічним блиском, масний на дотик, м'який, має шарову структуру. Атоми С з'єднані з 4-ма сусідніми атомами С. Однакова відстань від центральних атомів до 3-х сусідніх однакова і ці атоми знаходяться на одному шарі, а відстань до 4-го атома С набагато більша і цей атом знаходиться на сусідньому шарі. Між шарами міцність зв'язків набагато слабша.

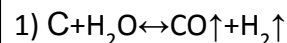
## Хімічні властивості:

За нормальних умов - інертний.

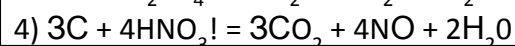
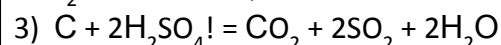
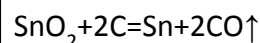
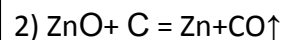
**I. Відношення до простих речовин (при t°):**



**II. Відношення до складних речовин:**

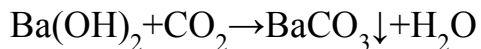


кокс пара водяний газ



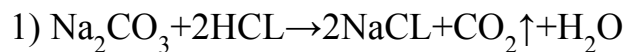
## I. Якісна реакція на виявлення CO<sub>2</sub> в

### розчині:

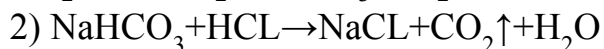
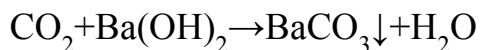


Баритова вода      помутніння

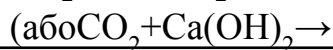
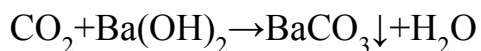
## II. Якісні реакції на CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>)



ф/фг. → малин

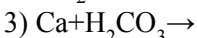
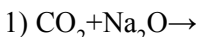


ф/фг. → блідо рож.

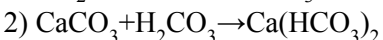


### Солі:

#### Середні:



#### Кислі:



## Сполуки

### С

### Твердість води

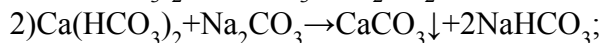
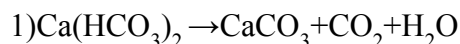
Вода, що містить іони Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup> (CaSO<sub>4</sub>, MgSO<sub>4</sub>, Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>) – називається твердою, а вода, яка не має цих іонів – м'якою. Вона не придатна для використання у побуті і техніці (утв. накипи такі як CaCO<sub>3</sub>, MgCO<sub>3</sub>)

### Види твердості:

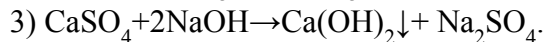
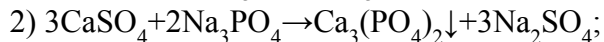
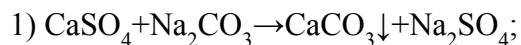
1) тимчасова ( яка містить солі Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>)

2) постійна – CaSO<sub>4</sub>, MgSO<sub>4</sub>

### I. Методи усунення тимчасової тв. води:



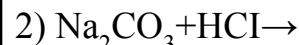
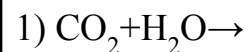
### II. Методи усунення постійної тв. води:



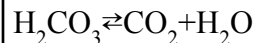
4) використання катіонів (пермутатів) – NaAlSiO<sub>4</sub> – виробляють фільтри і через них відфільтровують воду.



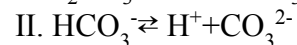
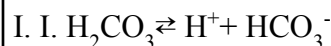
### Добування:



**Ф.** Нестійка, слабка, існує в розведеному розчині.



**X** Це 2-х основна кислота:



натрій гіпохлорит      гіпохлорина слабкіша за H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> утворює середні і кислі солі.

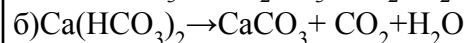
### II. Відношення до нагрівання солей:

1) середні солі:

а) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → плавляться, не розкладаються.

б) CaCO<sub>3</sub> → CaO + CO<sub>2</sub>

2) кислі солі розкладаються:



### III. Розчинність у воді:

1) середні; а) карбонати лужних металів і амонію розчинні у воді (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; б) карбонати інших Me у воді не розчинні (BaCO<sub>3</sub>, FeCO<sub>3</sub>, CuCO<sub>3</sub> та ін..)

2) кислі: розчинні всі, крім NaHCO<sub>3</sub>, KHCO<sub>3</sub>

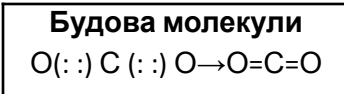
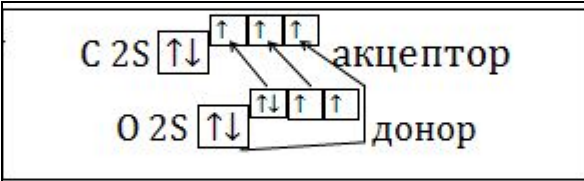
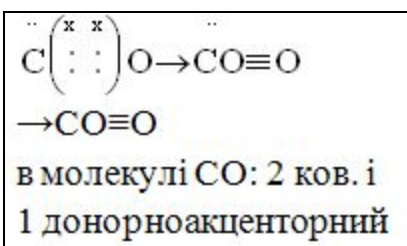
### IV. Солі карбонатної кислоти підлягають гідролізу.

### Добування : в промисловості

- $CO_2 + C \rightarrow 2CO$
- $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$   
пара водяний газ
- $CH_4 + 2H_2O \rightarrow CO + 3H_2$
- лабораторії:**  
 $HOOC \xrightarrow{H_2SO_4} CO + H_2O$   
мурашина к-тат=100
- $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$
- $BaSO_4 + 4C \rightarrow BaS + 4CO$
- $C + O_2 \rightarrow 2CO$

**+2**  
**CO ↑**  
Mr=28

**Поширення:**  
атмосфера, процес неповного горіння



**+4**  
**CO ↑**  
Mr = 44  
кислотн.

**Поширення:**  
атм. 0,08%, процеси дихання, горіння, гниття, мінеральні ВОДИ

- Добування :**
- $C + O_2 \rightarrow CO_2$
  - $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
  - $2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
  - $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$
  - $ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2$

# Сполуки C

**Φ** CO↑- чадний газ, безбарвний, без запаху, легший за повітря, малорозч. воді, індиферентний, отруйний (руйнує гемоглобін у крові – тривале вдихання призводить до смерті).

**Надання першої допомоги при отруєнні:**

- вивести потерпілого на свіже повітря;
- дати випити слаб. р-н хлорної води.

**ХСильний відновник**

- $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{800^\circ} 2Fe + 3CO_2$ ;  $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$
- $2CO + O_2 \xrightarrow{800^\circ} 2CO_2$  - горить блакитним полум'ям
- $CO + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} COCl_2$  - фосген(отруйна речовина)
- $CO + NaOH \rightarrow HCOONa$  – натрій форміат
- $CO + 2H_2 \xrightarrow{400^\circ} CH_3OH$  - метанол

**Φ.** CO↑- безбарвний газ, без запаху, у 1,5 рази важчий легший за повітря, не підтримує горіння, дихання, ангідрид карбонатної к-ти,  $t_{кип.} = 78^\circ C$ ;  
Під тиском 60 атмосфер і  $t = 20^\circ C$  – зріджується, кислотний оксид;

- Х.1)**
- $Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$
  - $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
  - $CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$
  - $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$
  - $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$
  - фотосинтез :  $6CO + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

**Застосування:**

- відновлення Me(в металургії, виплавлення сталі, чавуну);
- синтез органічних речовин;
- він є складовою частиною штучного газоподібного палива;
- COCl<sub>2</sub>(фосген) – як хімічні зброя (OP), виробництво барвників, ліків, пластмас, каучуку.

**Застосування:**

- добування Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>;
- синтез органічних кислот;
- в вогнегасниках;
- газування мінеральної води;
- сухий лід (охолодження продуктів харчування), у цукровому і садовому Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(сода технічна), K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> – для одержання скла, як мийний засіб.

## Поширення

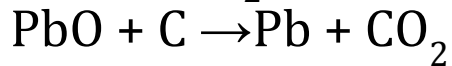
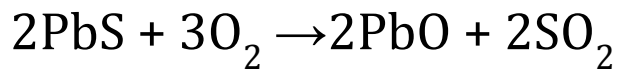
PbS — галеніт (Казахстан, Алтай, Східний Сибір)

PbCO<sub>3</sub> — церусит (Казахстан, Алтай, Східний Сибір)

PbSO<sub>4</sub> — англезит

Відомий біля 3000 років до н.е.

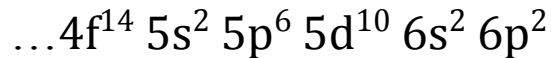
## Добування



## Застосування

- 1) екранування (затримання  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  - променів);
- 2) виробництво електричних і телефонних кабелів;
- 3) виготовлення акумуляторних пластинок;
- 4) слави;
- 5) у паяльній справі;
- 6) типографії.

V=II, IV; n= +2, +4.



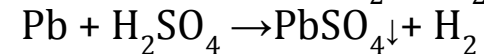
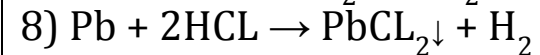
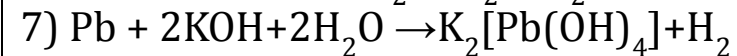
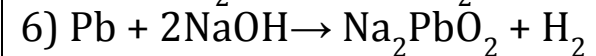
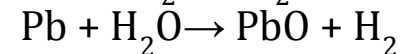
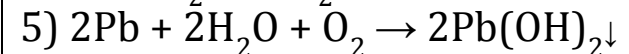
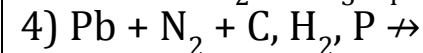
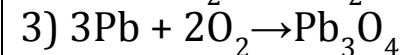
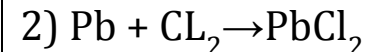
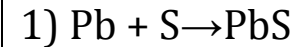
## *Plumbum*

## Фізичні властивості

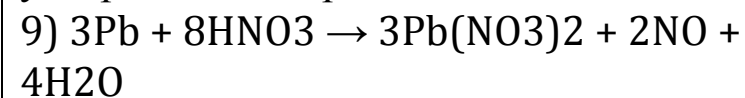
Стоїть в ряді напруг до Н. Сріблястий з голубим відтінком, важкий. Має здатність поглинати  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  - радіоактивні і рентгенівські промені, окислюється м'який.

## Хімічні властивості

Pb — амфотерний метал.



Реакції проходять погано, так як утворюються не розчинні солі



**Біологічна роль Pb не вивчена.**

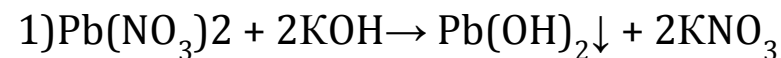
# PbO

## Добування:

PbO, PbO<sub>2</sub> - амфотерні  
PbO — глет (червоно-жовтий)  
 $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$   
 $\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{PbCO}_3 \rightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2$

# Pb(OH)<sub>2</sub>

Амфотерний, слабкий, нерозчинний у воді.



## Властивості

1)  $\text{PbO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$   
2)  $\text{PbO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
3)  $\text{PbO} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$

## Сполуки

### Pb

2)  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
3)  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
4)  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$

## Застосування

1) добування;  
2) кристалю, Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (сурик);  
3) виготовлення свинцевого пластиря (при захворюваннях шкіри, екземі, опіках)  
Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> — свинцевий цукор, як фарба, в'яжучий засіб.  
Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> (PbOxPbO<sub>2</sub>)

## Якісні реакції

1)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2\text{HNO}_3$  (розчинний у гарячій H<sub>2</sub>O)  
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow$  (білий осад)  
2)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{PbI}_2 \downarrow$  (жовтий осад) (розчинний у гарячій CH<sub>3</sub>COOH)  
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$   
3)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4 \downarrow$  (білий осад) (розчинний у лугах)  
 $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$   
4)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_4 \downarrow$  (жовтий осад) (розчинний у HNO<sub>3</sub>, лугах)  
 $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{4-} \rightarrow \text{PbCrO}_4 \downarrow$

### Поширення:

- 1)  $\text{SiO}_2$  – кремнезем(пісок, кришталь,кремій, яшма, опал);
- 2)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{SiO}_2 \cdot y \text{H}_2\text{O}$  – глина(каолін);
- 3)  $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$  – нефелін, слюда, азбест, тальк)
- 4) Увільному стані не зустрічається
- 5) До складу рослин( хвощ, бамбук) і тварин

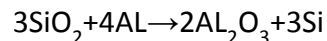
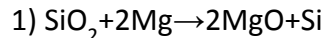
### Відкриття:

1811р. Ж.Гей-Люссак, Л.Тенар

1823 – Берцеліус

Силіцій-(Silicium-кремій) - “камінь, який дає вогонь”

### Добування:



### Застосування:

- 1) як напівпровідник(живлення радіопристроїв космічних кораблів; в електроніці);
- 2) виготовлення діодів, транзисторів, сонячних батарей, фото приладів, детекторів частинок і ядерній фізиці;
- 3) в металургії – як відновник і для видалення киснює розплавлених металів;
- 4) добавка до сталі, чавуну, бронзи, силуміну.
- 5) як  $\text{SiO}_2$ (скло, цемент, фаянс, порцелян, цегла).

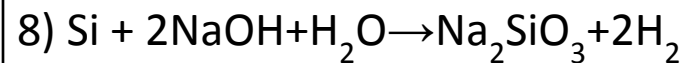
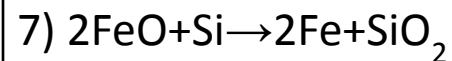
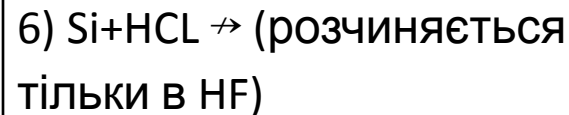
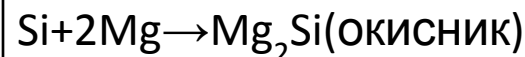
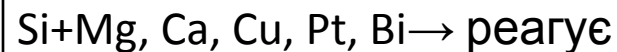
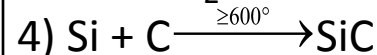
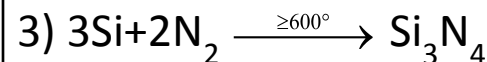
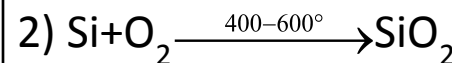
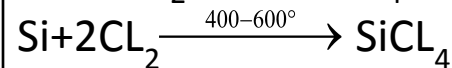
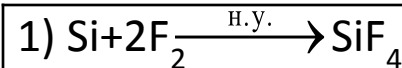
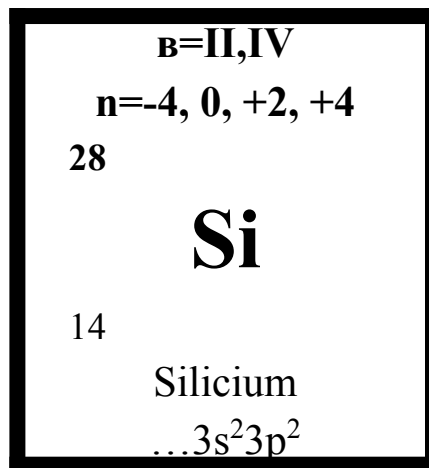
### Фізичні властивості:

Відомі дві алотропні модифікації:

- 1) аморфний – бурий порошок, дрібнокристалічний;
- 2) кристалічний – темно – сірі кристали, блискучі, кристалічна гратка типу алмазу, має дуже велику твердість, дряпає скло. Дуже крихкий, густина –  $2,33 \text{ г/см}^3$

### Хімічні властивості:

- 1) кристалічний кремній – хімічно – інертний;
- 2) аморфний – реакційно здатний кремній - відновний



- У вільному стані в природі не зустрічається;  
 - Значна частина солей натрію розчинена у морській воді;  
 - Існує багато мінералів які містять натрій у вигляді солей: хлоридів, сульфатів, нітратів та ін.:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O},$$

$$\text{NaCl}, \text{NaNO}_3, \text{Na}_2\text{CO}_3$$

**Біологічна роль**  
 $\text{Na}^+$  – входить до складу позаклітинної рідини (плазма крові), регулює осмотичний тиск, проводить нервовий імпульс, впливає на мінеральний та кислотно-лужний обмін.

**Фізичні властивості**  
 М'який, сріблястого кольору,  $t_{\text{пл.}}=97.8^\circ\text{C}$   
 $t_{\text{кип.}}=900^\circ\text{C}$ , легше за воду, ріжеться ножом, має великий атомний радіус, дуже активний, легко окислюється, його зберігають під шаром газу або олії. При окисленні натрієм кисню повітря при звичайній температурі викривається окисною плівкою.

Натрій був відкритий Г. Деві в 1807 році.

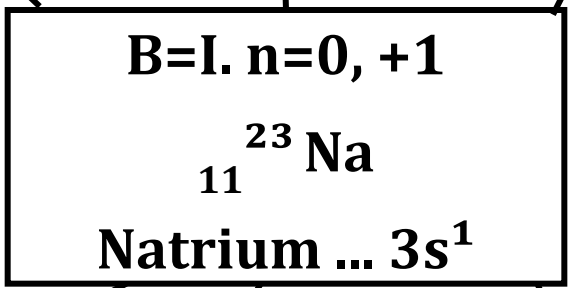
**Добування**

- натрій одержують електролізом розплавів солей або розплавлених сумішей типу:  
 $\text{CaCl} + \text{NaCl}$  (при  $t=650^\circ\text{C}$ )
- Електролізом розправу  $\text{NaOH}$ :  

$$\begin{array}{c} \text{NaOH} \quad \text{Na}^+ \text{OH}^- \\ \downarrow \quad \quad \downarrow \\ \text{K}^- \quad \quad \quad \text{A}^+ \end{array}$$

$$\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0 \quad \quad \quad 4\text{OH}^- \pm 4e = 4\text{OH}^0$$

$$4\text{OH}^0 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
- очищують лужні метали методом перегонки.



**Хімічні властивості**  
 В атмосферні кисню згорає з утворенням пероксиду:  $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$   
 Натрій легко спалахує, бурхливо реагує з водою та іншими речовинами:

**відношення до простих речовин**  
 при взаємодії з сіркою, воднем, бромом та іншими неметалами утворює відповідні сульфід, гідриди, броміди, пероксиди, хлориди:

$$2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S};$$

$$2\text{Na} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{NaBr};$$

$$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH} \text{ при } t=300-400^\circ\text{C};$$

$$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl};$$

$$2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \text{ реакція горіння (утв.пероксид);}$$

$$\text{Na} + \text{Hg} \rightarrow \text{сплав амальгама натрію};$$

$$2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \text{ при повільному окисленні.}$$

**відношення до складних речовин**

$$2\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \text{ (реагує бурхливо);}$$

$$2\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2 \text{ (реагує з усіма кислотами);}$$

$$2\text{Na} + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O};$$

$$8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 8\text{NaNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \text{ (з вибухом);}$$

$$8\text{Na} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \text{ (з вибухом);}$$

$$2\text{Na} + 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} \text{ (алкоголят)} + \text{H}_2;$$

**Використання**

- добування  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaNH}_2$ ;
- у синтезі органічних речовин;
- сполуки  $\text{Na}_2\text{O}_2$  – відбілювання шовку, соломи, пір'я бавовни, на підводних човнах для поглинання  $\text{CO}_2$ ;
- як теплоносій в ядерних реакторах.

## Загальна характеристика лужних металів

|                                 |   |  |  |  |
|---------------------------------|---|--|--|--|
| Li<br>Na<br>K<br>Rb<br>Cs<br>Fr | ↓ | Металеві властивості зростають<br><br>Неметалеві властивості спадають<br><br>АТ R збільшується<br>ЕН зменшується<br><br>В = I, n = 0, +1 | Синювато-білий метал<br><br>срібно-білі метали<br>високо-хімічно активні метали<br>М'які, легкоплавкі, мають невисоку t плавлення, зберігаються під шаром газу, Rb, Cs (в ампулах) | 1) Сильні відновники (їх атоми), йони – дуже слабкі окисники;<br>2) найактивніші метали витісняють H <sub>2</sub> , з кислот H <sub>2</sub> O;<br>3) їх не одержують електролізом водних розчинів;<br>4) вони не витісняють інші метали з водних розчинів їх солей, так як утворюють відповідні гідроксиди.<br>Na + FeSO <sub>4</sub> → не йде |
|---------------------------------|---|--|--|--|

## Сполуки Na

### Застосування солей

NaCl:

- у харчовій промисловості;
- 0,9% — ізотонічний розчин (при зневодненні)
- 5-10% — гіпертонічний розчин (для лікування гнійних ран)
- одержання Na, Cl<sub>2</sub>;
- Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O (глауберова сіль) проносний, протиотрута;
- Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (сода технічна) виробництво скла, мила, фарб і для пом'якшення H<sub>2</sub>O в парових котлах;
- NaHCO<sub>3</sub> (сода питна) при підвищеній кислотності шлункового соку, при нежиті, кон'юктивітах, стоматології, при попаданні на шкіру концентрованих кислот;
- NaOH (каустична сода) для очищення нафтопродуктів, виробництва мила, штучних волокон, паперу, текстилю;
- NaNO<sub>3</sub> (чілійська селітра) у харчовій промисловості, як мінеральне добриво.

### Якісні реакції на Na<sup>±</sup>

- 1) реакція забарвлення полум'я → жовтий колір;
- 2)  $\text{NaCl} + \text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6] \downarrow$  (білий крист. осад) + KCl  
 $\text{Na}^+ + [\text{Sb}(\text{OH})_6]^- \rightarrow \text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6] \downarrow$
- 3)  $\text{NaCl} + \text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{Na}[(\text{UO}_2)(\text{CH}_3\text{COO})_3] \downarrow$  (жовтий крист.) + HCl

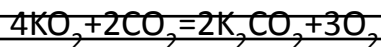


### Поширення:

- 1) у вільному стані у природі не зустрічаються;
- 2) у вигляді мінералів:  
 $KCl \times NaCl$  — сильвініт;  
 $KCl \times MgCl_2 \times 10H_2O$  — карналіт;  
 $K_2CO_3$  — поташ;  
 $KNO_3$  — калійна селітра,  $K_2SO_4$
- 3) солі калію входять до складу морської води. Найбільші запаси калійних солей розташовані на Уралі (Солікамськ).

### Використання:

- 1) в органічному синтезі;
- 2) в металургії для витіснення таких металів як титан, тантал, цирконій з їх хлоридів;
- 3) як теплоносії в ядерних реакторах;
- 4) як осушувач деяких органічних речовин (бензен, діоксан);
- 5) одержання  $KO_2$  (пероксид), який використовується як джерело кисню для дихання в автономних системах (підводні човни, космічні кораблі, батискафи):



### Відкриття:

Був відкритий Г.Деві у 1807 році.

### Добування:

- 1) електролізом розплавів  $KCl$ ,  $KOH$ ;
- 2) обробки розплавлених хлоридів паром натрію:  
 $KCl + Na = K + NaCl$



**Ф.** К — м'який, сріблястий метал, легший за воду, ріжеться ножом,  $t_{пл.} = 63,7^\circ C$ ,  $t_{кип.} = 860^\circ C$ , дуже активний, тому його зберігають під шаром олії, на повітрі вкривається оксидною плівкою.

### Х. I) відношення до простих речовин:

- 1)  $2K + S = K_2S$
- 2)  $2K + Cl_2 = 2KCl$
- 3)  $2K + H_2 = 2KH$
- 4)  $K + O_2 = KO_2$

### II) відношення до складних речовин:

- 1)  $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$
- 2)  $3K + KO_2 = 2K_2O$  (оксид)
- 3)  $2K + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2$  (з усіма кислотами)
- 4)  $8K + 10KNO_3 = 8KNO_3 + NH_4NO_3 + 3H_2O$  (з вибухом)

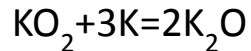
Біологічна роль:

- 1) приймає участь у процесі фотосинтезу. Нестача калію призводить до зниження крохмалю у зерні та відмирання листя у рослин;
- 2)  $K^+$  входить до складу внутрішньоклітинної рідини. Нестача призводить до аритмії серця ;
- 3) проводять нервовий імпульс, скорочують скелетні м'язи;
- 4) підтримують осмотичний тиск;

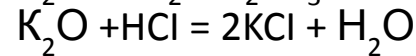
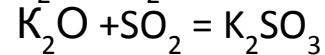
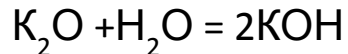
5) регулюють вуглеводний обмін та синтез білків.

**K<sub>2</sub>O** — основний оксид.

**Добування:**



**Властивості:**



**Солі**

KCl — виробництво KOH, KClO<sub>3</sub>;

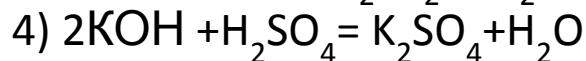
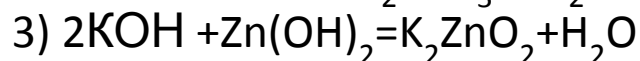
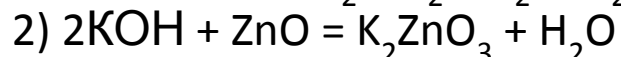
K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (поташ) — виробництво скла, рідкого мила, поглинач парів, виробництво добрив;

KNO<sub>3</sub> і K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — у харчовій промисловості, виробництво пороху, скла;

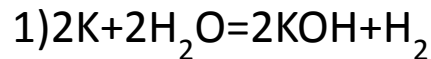
KClO<sub>3</sub> (бертолетова сіль) — вибухова речовина, у сірковому виробництві.

# Сполуки калію

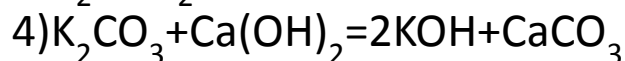
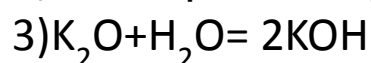
**Ф.** K<sup>+</sup>OH<sup>-</sup> — каустична сода, сильний луг, роз'їдає тканини, шкіру, біла кристалічна речовина.



**Добування:**



2) електролізом розплаву KCl

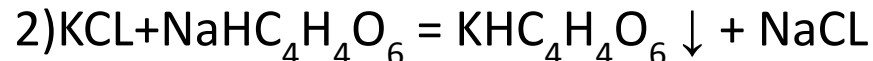


**Застосування:**

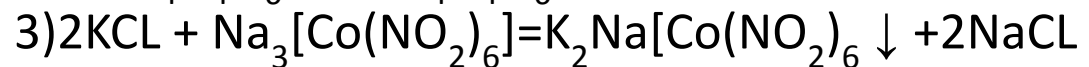
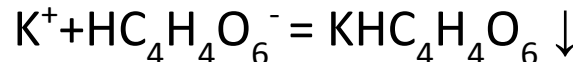
Виробництво мила, KClO<sub>3</sub>, очищення повітря (поглинає H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, CO<sub>2</sub>)

**Якісні реакції на K<sup>+</sup>:**

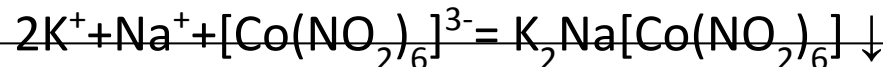
1) реакція забарвлення полум'я фіолетовий колір



(натрій гідротартрат)(б.крис.ос.)

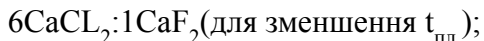


(жовт.крист.ос.)



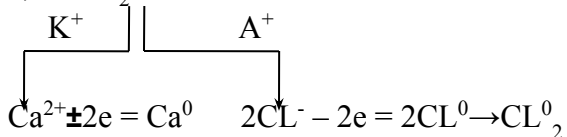
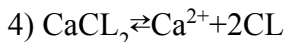
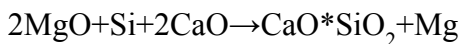
## ДОБУВАННЯ

1) Електролізом розплавлених солей:



2) Електролізом розплаву сумішей: KCl і CaF<sub>2</sub>;

3) Відновлення оксидів і флуоридів: Me AL, Mg, C, Si:



## ВИКОРИСТАННЯ

- у будівництві (CaSO<sub>4</sub>, CaO, CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O, 2CaSO<sub>4</sub> · H<sub>2</sub>O);

- у хімічних лабораторіях для поглинання вуглекислого газу (CaO);

- використовують як осушувач (CaO);

- має широке медичне застосування (CaCl<sub>2</sub> – протиалергійні, кровозупинні, протизапальні);

- для боротьби із шкідниками с/г (Ca(OH)<sub>2</sub>);

- наповнювач для мінеральних фарб і замазки;

- для накладання гіпсових пов'язок (CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O)

- виробляють зубні порошки і зубні пасти (CaCO<sub>3</sub>)

- у косметичній практиці для видалення волосся

- покриття предметів, які світяться у темряві.

## БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

1) Організм людини містить 420 – 480г.

2) Необхідний для здійснення передачі нервових імпульсів, скорочення кісткових м'язів і м'язів серця, для формування кісткової тканини, зсідання крові.

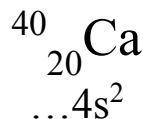
3) Нестача Ca призводить до багатьох захворювань

4) CaCl<sub>2</sub> допомагає боротися з набряками, запаленнями, знімає спазми серцево-судинної системи

5) Приймає участь в обміні речовин.

B=III

n=+2



## ПОШИРЕННЯ

1) Ca(OH)<sub>2</sub> – гашене вапно;

2) CaO – негашене вапно;

3) CaC<sub>2</sub> – кальцій карбід;

4) CaSO<sub>4</sub> – ангідрит;

5) CaSO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O – природний гіпс;

6) CaSO<sub>4</sub> · 0,5H<sub>2</sub>O – алебастр;

7) Ca(HS)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O – гексагідрат і

гідрогенсульфід кальцію;

8) CaCO<sub>3</sub> – мінерал кальцит;

9) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> – входить до складу апатитів:

## ВІДКРИТТЯ

Ca був відкритий

Г. Деві в 1808р.

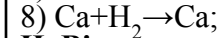
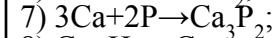
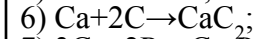
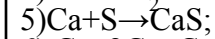
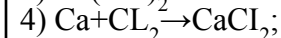
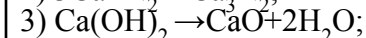
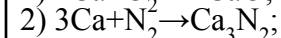
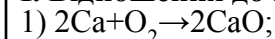
## ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Сріблясто-білий і досить твердий Me, легкий (густ. 1,55 г\см<sup>3</sup>). Температури плавлення і кипіння вищі, ніж лужних Me. Природний Ca складається із суміші 6 ізотопів з масовими числами 40, 42, 43, 44, 45 і 48. В

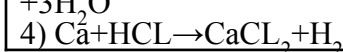
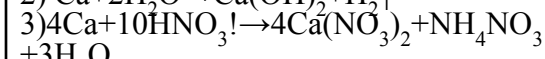
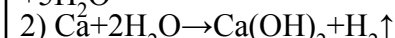
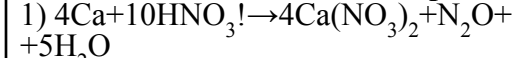
дослідженнях застосовують штучний ізотоп <sup>20</sup>Ca. На повітрі швидко вкривається плівкою з оксидів і карбонатів, при тривалому зберіганні – руйнуються.

## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

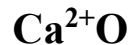
**I. Відношення до простих речовин:**



**II. Відношення до складних речовин**



### Негашене вапно



$$t_{\text{пл.}} = 2580^\circ$$

#### Добування:

- 1)  $\text{Ca} + \text{O}_2 = \text{CaO}$ ;
- 2)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- 3)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow$

#### Властивості:

- 1)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2)  $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow$
- 3)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 4)  $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}$

### Гідрокарбонати



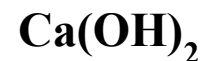
#### CaC<sub>2</sub> – кальцій карбід

- 1)  $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$
- 2)  $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HC}\equiv\text{CH}$   
ацетилен

## Сполуки

## Ca

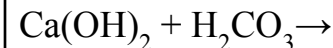
### Гашене вапно



#### Добування:

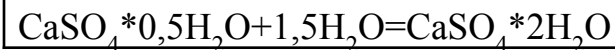
- 1)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2)  $\text{CaO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}$   
натронне вапно

#### Властивості:

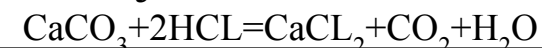


Утворюються кислі та середні солі

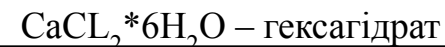
### Солі Ca



#### CaCO<sub>3</sub> – карбонат кальцію



#### CaCl<sub>2</sub> – хлорид кальцію



### ТВЕРДІСТЬ ВОДИ

Твердість води – це сукупність властивостей, зумовлених вмістом у воді катіонів кальцію  $\text{Ca}^{2+}$  і катіонів магнію  $\text{Mg}^{2+}$  ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ) – вона не придатна для використання у побуті і у техніці (утворюється накип:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ).

#### Види твердості води:

- 1) Тимчасова твердість ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ).
- 2) Постійна твердість ( $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ).

#### Методи усунення тимчасової твердості води:

- 1)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  – нагріти;
- 2)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ ;
- 3)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$  – хімічним способом.

#### Методи усунення постійної твердості:

- 1)  $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- 2)  $3\text{CaSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
- 3) використовують катіоніти (пермутати) –  $\text{NaAlSiO}_4$  – воду фільтрують через катіоніт;
- 4)  $\text{CaSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ .

### Якісні реакції на Ca<sup>2+</sup>

- 1) забарвлення полум'я  $\text{Ca}^{2+}$  червоний
- 2)  $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl}$  – р-н насичений  $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow$  – осад;
- 3)  $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  
 $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$  (розчин. у мінеральних кислотах і  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

## Поширення

Відома з давніх часів.

Зустрічається у вигляді самородної. В 1857р. США – m = 420 т.

В сполуках:

$\text{Cu}_2\text{S}$  – мідний блиск(синьозелений)

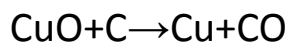
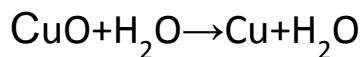
$\text{Cu}_2\text{O}$  – куприт(яскраво-червоний)

$\text{CuFeS}_2$  – мідний колчедан  
(золотистий)

$\text{CuCO}_3 \cdot x\text{Cu(OH)}_2$  – малахіт(зелений)

$\text{CuS}$  – ковелін(всі кольори веселки)

## Добування



## Біологічна роль

- 1) Входить до складу ферментів;
- 2) Впливає на синтез білка;
- 3) Впливає на ріст рослин, підвищує стійкість їх до холоду;
- 4) При недостатчі Cu в ґрунті – рослини перестають плодоносити.

**V=I, II**

**n=+1, +2**

**64**

**Cu**

**29**

**Ar=64**

**...3d<sup>10</sup>4s<sup>1</sup>**

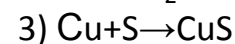
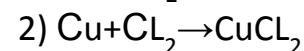
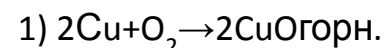
## Властивості

Ф. Червоного кольору, чиста Cu – м'яка, легко кується, малоактивна (стоїть після H в ряді активностей Me).

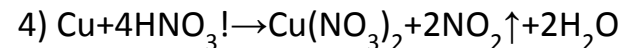
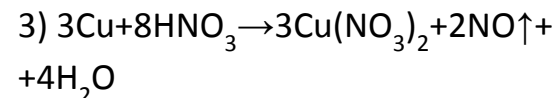
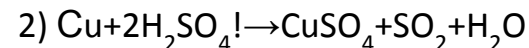
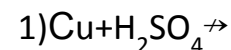
Під дією повітря покривається  $\text{CuCO}_3 \cdot x\text{Cu(OH)}_2$  (малахітом)

$t_{\text{пл.}} = 1083^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип.}} = 2310^\circ\text{C}$

X. I. До простих речовин:



II. До складних:

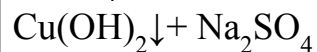
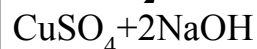
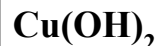
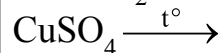
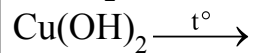
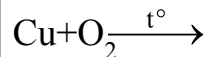


## Застосування

- 1) Виготовлення електродів;
- 2) Сплави Cu – апаратура, приладобудування, деталі машин, художньо-промислові вироби.

# Сполуки Cu

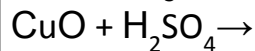
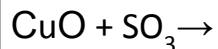
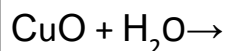
## Добування:



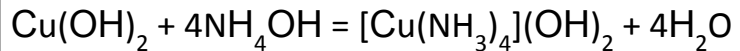
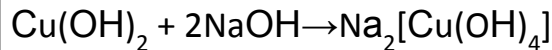
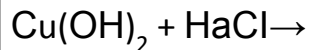
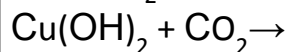
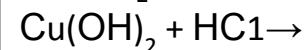
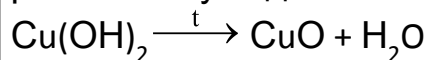
голубий осад

## Властивості

**CuO** - основний, чорний порошок, сильний окислювач.



**Cu(OH)<sub>2</sub>** - голубий, основний, слабкий, не розчинний у воді.

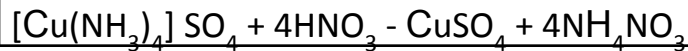
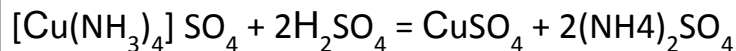


Волошковий р-н; р-в Швейцера (

в ан/хімії для виявлення  $\text{Cu}^{2+}$ )



Руйнування к.с.



Якісні реакції

## Застосування:

**CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O** – барвник, боротьба з с/г шкідниками.

антисептичний, в'яжучий;

**CuCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O** – в піротехніці (зелені ракети);

**Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O** –

виробництво емалі фарб;

**Cu(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>·Cu<sub>3</sub>(AsO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** - паризька, зелень - для боротьби з с/г шкідниками.

## Поширення

«Агрос», «аргирос» — блискучий, білий.

Відомо за 2500 р. до н.е.

- 1) самородне (13,5 т) (США)
- 2)  $\text{Ag}_2\text{S}$  — срібний блиск (Сер.Азія)
- 3)  $\text{AgCl}$  — рогове срібло (Мексика)
- 4) Електрум (сплав  $\text{Ag} + \text{Au}$ ) (Сибір)

## Добування

- 1) електролізом розчинів солей ( $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{AgCl}$ );
- 2)  $\text{AgS} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{SO}_2$

Проявляє  $n=+1$ , також може бути:  $n=+2, +3$  в сполуках  $\text{AgO}$ ,  $\text{AgF}_2$ ,  $\text{K}[\text{AgF}_2]$ ; Беруть участь не тільки зовнішній  $e$ , але й  $+2d-e$

... $4d^{10} 5s^1$

108  
47 Ag

$V=I$ ;  $n=+1$   
Argentum

## Фізичні властивості

Ag — малоактивний метал, сріблястий, майже повністю відбиває денне світло, тепло-електропровідний, кується, тягучий.

Ag м'якший за Cu, але твердіший за Au, благородний.

$t_{\text{пл.}}=960^\circ\text{C}$   $t_{\text{кип.}}=2212^\circ\text{C}$ .

Не окислюється, не витісняє H з розчинних кислот, не діють на нього розплавлений луг та царська вода. Не підлягає корозії.

## Хімічні властивості

Має велику спорідненість до S

- 1)  $2\text{Ag} + \text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$
- 2)  $\text{Ag} + \text{O}_2 \nrightarrow$  (за н.у.)  
 $4\text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{O}$  (при t)
- 3)  $\text{Ag} + \text{HCl} \nrightarrow$   
 $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \nrightarrow$
- 4)  $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 5)  $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6)  $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 7)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3 + 3\text{HCl} \rightarrow$  так як утворився  $\text{AgCl} \downarrow$

## Школа життя

Темніє на повітрі, так як взаємодіє з  $\text{H}_2\text{S}$  повітря та іншими сполуками S  $\rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$  чор.

Щоб видалити чорний наліт з срібних виробів, необхідно:

- а) протерти поверхню  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;
- б) розчином 30%  $\text{NH}_4\text{OH}$

## Застосування

- 1) виготовлення монет, побутових виробів, прикрас;
- 2) хімічного посуду, медичних інструментів;
- 3) у фотографії, виготовлення дзеркал;
- 4) виготовлення сплавів, гальванопластиці, приладобудуванні;
- 5) має бактерицидну дію ( $\text{Ag}^+$ ) — срібна вода;
- 6)  $\text{AgNO}_3$  (ляпіс) — антисептичний, припікючий, в'яжучий засіб, при фарингітах;
- 7) протаргол — коричнево-жовтий порошок, слабогірк. 7,8-8,3% Ag; коларгол — синьо-чорні пластинки з металевим блиском — 70% Ag.

### Поширення:

- 1)  $\text{MnO}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$  — піролюзит;
- 2)  $\text{MnCO}_3$  — марганцевий шпат;
- 3)  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  — брауніт;
- 4)  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  — гаусманіт.

### Добування:

- 1) алюмотермія  
 $4\text{Al} + 3\text{MnO}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$ ;
- 2) електролізом розчинів  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{MnSO}_4$ ;
- 3)  $\text{MnO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{Mn} + 2\text{CO}$

### Біологічна роль:

Mn — мікроелемент (+3, +2)

- 1) стимулює ріст і плодоношення у рослин, впливає на ріст і кровотворення у людини; синтезує глікоген; посилює дію інсуліна;
- 2) виходить до складу ферментів; каталізує окисно-відновні реакції;
- 3) його сполуки беруть участь у синтезі вітаміну С;
- 4) недолік: порушення утворення кісткової тканини ;
- 5) у великій кількості — отрута ;
- 6) Mn — як добавка до сталі (надає сталі твердості).

V=II, III, IV, VI, VII  
 $n = +2, +3, +4, +6, +7$

55

25

Mn

...3d<sup>5</sup>4s<sup>2</sup>

Manganum

### Властивості

Сріблясто-білий метал, твердий крихкий, схожий на Fe, стійкий проти дії  $\text{H}_2\text{O}$  і повітря, тугоплавкий (тпл.=126°C, ткип.=212°C), активний стоїть в ряді напруг до H.

### I. Відношення до простих речовин

#### (утворює сполуки Mn(II))

- 1)  $\text{Mn} + \text{O}_2 = \text{MnO}_2$
- 2)  $\text{Mn} + \text{Cl}_2 = \text{MnCl}_2$
- 3)  $\text{Mn} + \text{S} = \text{MnS}$
- 4)  $3\text{Mn} + \text{N}_2 = \text{Mn}_3\text{N}_2$
- 5)  $3\text{Mn} + 2\text{P} = \text{Mn}_3\text{P}_2$
- 6)  $2\text{Mn} + \text{Si} = \text{Mn}_2\text{Si}$

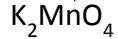
### II. Відношення до складних речовин

- 1)  $\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- 2)  $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$
- 3)  $\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $3\text{Mn} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\text{Mn} + \text{HNO}_3 =$  реагує слабо
- 6)  $3\text{Mn} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{MnO} + 2\text{Fe}$  (при випл. сталі)



$Mn^{+2}$  — основн. (зелен.)  $\Rightarrow Mn(OH)_2$   
 $Mn^{+3}O_3$  — основн. (чорн.)  $\Rightarrow Mn(OH)_3$   
 $Mn^{+4}O_2$  — амфот. (чорн-бур.)  $\Rightarrow Mn(OH)_4$   
 (найбільш стійкий)  $\Rightarrow H_2MnO_4$   
 $Mn^{+6}O_3$  — кисл. (зел.)  $\Rightarrow H_2MnO_4$

марганцевиста нестійка

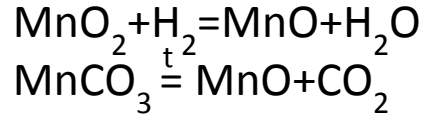
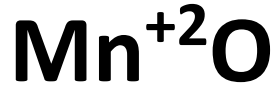


манганат (зелен.)

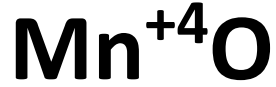
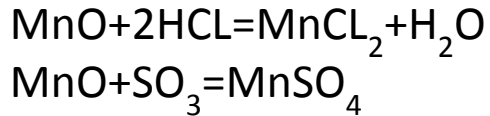
$Mn^{+7}O_7$  — кислотн. (фіол.)  $\Rightarrow HMnO_4 \Rightarrow$   
 $KMnO_4$  (фіол.)

марганцева перманганат

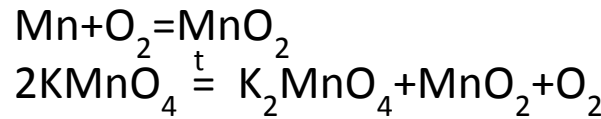
*Добування:*



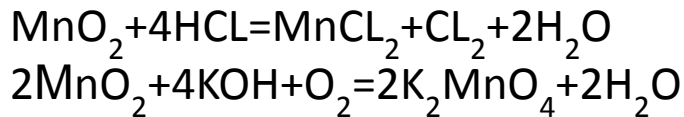
*Властивості:*



*Добування:*



*Властивості:*



## Сполуки Mn



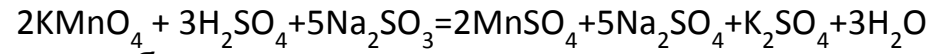
**Сильні окислювачі**

**Окислювальні**

**властивості**

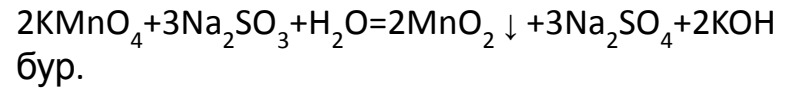


1) pH < 7

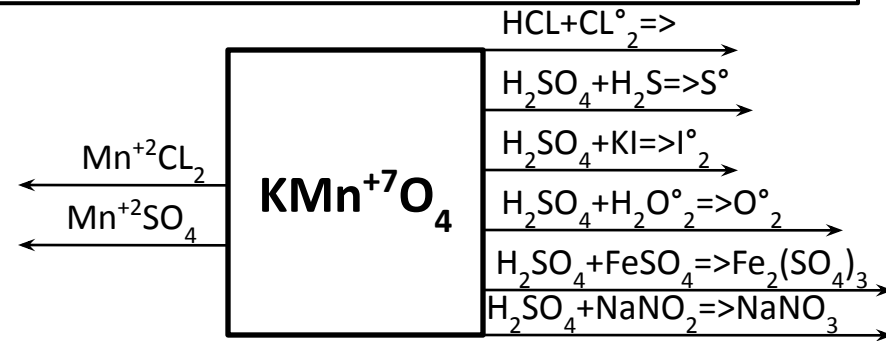
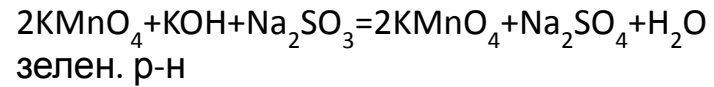


p-H знеб-ся

2) pH = 7

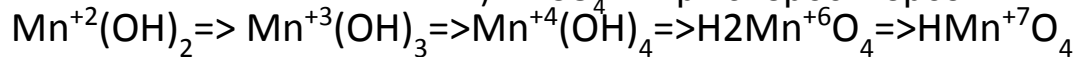


3) pH > 7



Використання  $KMnO_4$   
 1)  $KMnO_4$  — дезинфікуючий і кровозупинний;

2)  $MnSO_4$  — при атеросклерозі.



Послаблюються основні властивості, посилюються кислотні

## Поширення

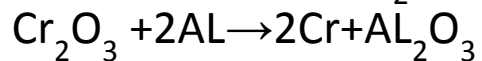
$\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$  — хромистий залізняк

$\text{PbCrO}_4$  — свинцева хромиста руда

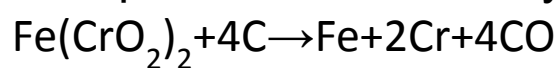
$\text{Cr}_2\text{O}_3$  — хромиста охра

## Добування

1. Відновлення  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  алюмінієм:



2. З хромистого залізняку:



## Застосування

1) для покриття залізних і сталевих деталей (хромування);

2) для одержання хромистих сталей (для виготовлення шарикових підшипників, деталей машин);

3) для одержання сплавів (ніхром) — для спіралей електронагрівальних приладів.

$B = \text{II, III, VI}$   
 $n = +2, +3, +6$   
 $\dots 3d^5 4s^1$

$^{52}_{24}\text{Cr}$   
**Chromium**

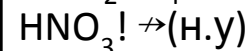
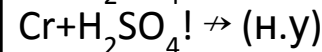
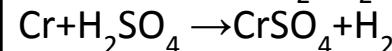
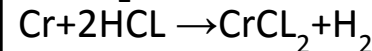
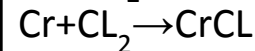
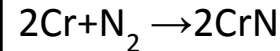
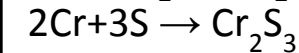
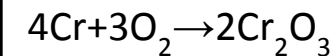
## Фізичні властивості

Cr — сріблясто-білий Me, важкий, легко піддається механічній обробці. Кристали його мають об'ємноцентрову кубічну решітку.

З Cr можна витягувати дріт і викувувати тоненькі платівки. Найтвердіший з усіх Me, має високу  $t_{пл.} = 1875^\circ\text{C}$ . На повітрі він покривається оксидною плівкою, що попереджає його від окиснення. Додавка C до Cr збільшує його твердість. Не піддається корозії. Стоїть до H в ряді активності металів,

## Хімічні властивості

При кімнатній  $t$  Cr хімічно мало активний:



Переходить в пасивний стан  
**ПАСИВАЦІЯ!**

В 1797 р. відкритий франц. хіміком Вокеленом



## Відкриття:

1827 р. німецький хімік Велер

## Поширення:

$Al_2O_3 \cdot nH_2O$  – боксит  
 $Al_2O_3$  – корунд  
 $AlF_3 \cdot 3NaF$  – криоліт  
 $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$  – нефелін  
(Урал, Казахстан)

## Добування:

І Велер: дія Me калію на  $AlCl_3$   
І Електроліз розплаву криоліту  
( $AlF_3 \cdot 3NaF$ ) в присутн. ( $CaF_2, MgF_2$ ,  
 $AlF_3$  – для зниж. t) t = 950°C  
 $Al_2O_3 \leftrightarrow 2Al^{3+} + 3O^{2-}$

## Застосування:

- $4Al^{3+}K^- + 12e = 4Al^0 + 6O^{2-} - 12e = 3O_2^0$
1. сплави: авіа-автомобілебудування;
  2. металургія: добування Fe;
  3. для надання жаростійкості, ним насичують чавун; від корозії;
  4. алюмінієва фольга (упаковка харчових продуктів);
  5. електричні конденсатори, дріт;
  6. піротехніці;
  7. срібна фарба;
  8. виготовлення дзеркал.

B=III  
n=+3.0

27  
13  
**AL**  
....3s<sup>2</sup>3p<sup>1</sup>  
**Aluminium**

## Властивості:

### Фізичні:

Al – сріблястий Me,  $t_{пл.} = 660^\circ C$   
легкий t = 2060°C  
При t = 100°C – 150°C – утворюються тонкі  
листки Al – фольги, витягується у дріт.  
При t = 500°C – порошок, при >t → стає  
знову пластичним Me.  
Високо тепло і електропровідний.  
Відбивається світло на 10-15%, поступається  
тільки Ag.

### Хімічні:

Активний, стоїть в ряді напруги до H, амфотерний.

### I відношення до простих речовин:

1.  $Al\ 95\% + 4\% Cu + 0,5\% Mn + 0,5\% Mn =$   
дюралюміній; силумін (Al + Si).
2.  $2Al + Cl_2 = 2AlCl_3$  (накалювання).
3. при вис. t:  $4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$   
 $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$   
 $2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$
4.  $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$  (при t 600°C – 700°C  
– горить яскравим полум'ям).

### II відношення до складних речовин:

- 1)  $2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$  (порошок)
- 2)  $2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$  (металотермія)
- 3)  $2Al + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2$
- 4)  $2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$   
 $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$
- 5)  $Al + HNO_3, H_2SO_4 \neq$

## Поширення:

$\underline{\text{Al}_2\text{O}_3}$  – тверда кристалічна речовина, амфотерна, тугоплавка  $t_{\text{пл}} = 2050^\circ\text{C}$

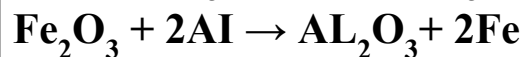
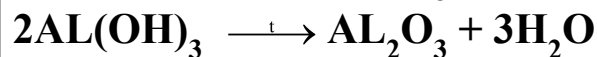
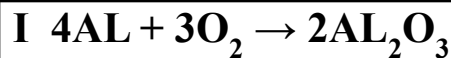
II місце після алмазу;

Рубін:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_3$  – червоний + сполуки **Fe, Ti** → синій (сапфір)

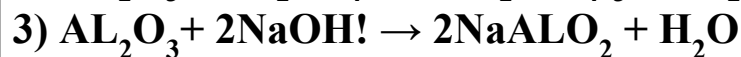
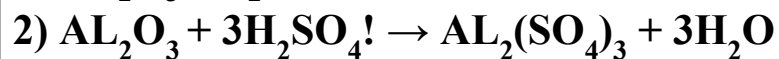
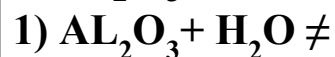
## Використання:

- 1) Добування шліфувальних кругів;
- 2) Прикраси;
- 3) Наждачний папір;
- 4) Добування чистого  $\text{Al}$ , солей.

## Властивості:

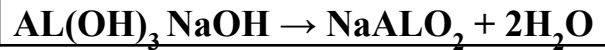
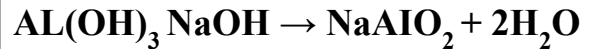
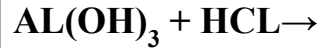
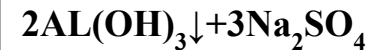
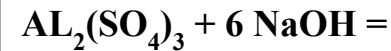


II  $\text{Al}_2\text{O}_3$  амфотерний



## Сполуки $\text{Al}$

$\underline{\text{Al}(\text{OH})_3}$  → амфотерний, білий, н/р у воді



$\text{Al}(\text{OH})_3$  – абсорбуючий; назовні як присипка.

$\text{AlCl}_3$  – cat, при переробці нафти;

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  – очистка  $\text{H}_2\text{O}$ ;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  – полоскання,

промивання, припікаючий,

кровозупинний;

$\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8$  ультрамарин, підсилювання

білизни;

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  – алюмокалієві галуни.

## Поширення

ZnS — цинкова обманка

ZnCO<sub>3</sub> — галмей

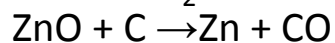
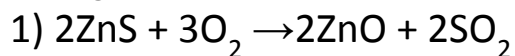
ZnSiO<sub>4</sub> — іллеміт

ZnO — цинкіт

## Застосування

- 1) цинкування заліза;
- 2) виготовлення гальванічних елементів; друкарське кліше;
- 3) приладобудування;
- 4) у сплавах (латунь, бабіт, електрон, дюраль).

## Добування



- 2) електролізом водного розчину



## Біологічна роль

- 1) входить до інсуліну;
- 2) бере участь у фотосинтезі, диханні;
- 3) нестача Zn викликає гальмування росту у тварин і рослин, порушує правильну функцію шкіряного і волоссяного покриву (поява низькорослих людей)
- 4) участь у синтезі нуклеїнових кислот, зберігання і передача генетичної інформації.

## Фізичні властивості

Zn — синьо-білий метал, на повітрі покритий оксидною плівкою, на холоді крихкий, важкий, активний метал, в ряді напруг стоїть до водню,  $t_{\text{пл.}} = 419^\circ \text{C}$ .

$V=2, n= +2$



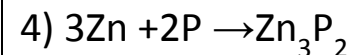
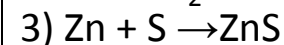
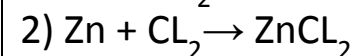
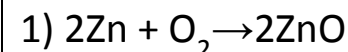
...  $3d^{10} 4s^2$

Zincum

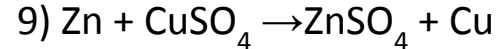
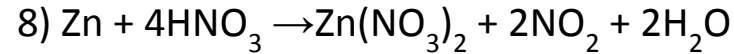
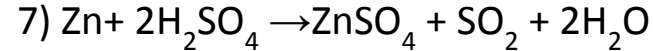
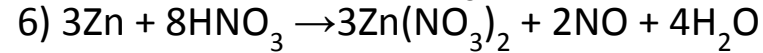
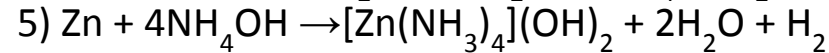
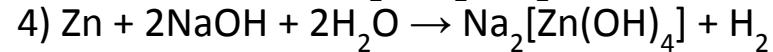
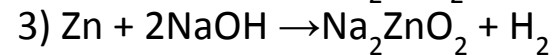
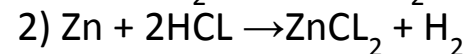
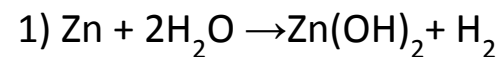
## Хімічні властивості

*I) Відношення до простих речовин*

Zn — амфотерний метал



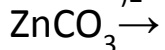
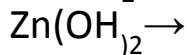
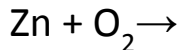
*II) Відношення до складних речовин*



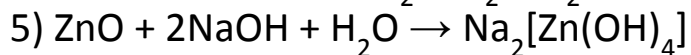
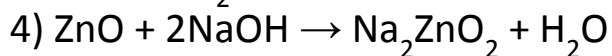
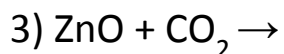
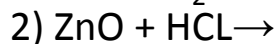
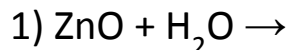
# ZnO

## Добування

Білий порошок, амфотерний



## Хімічні властивості



ZnO — підсушуючий, адсорбуючий  
(трофічні язви)

## Застосування сполук Zn

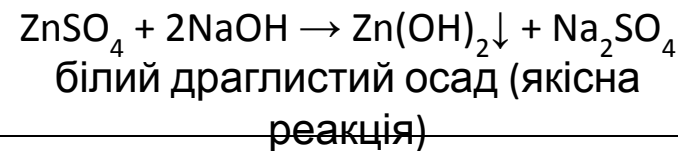
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  — в'яжучий, очні краплі (при кон'юктивіті).

$\text{ZnCl}_2$  — в пастах як припікаючий, в'яжучий; антисептичний (в розчинах) засіб (при язвах).

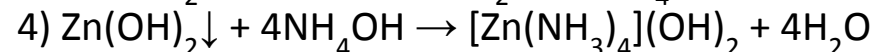
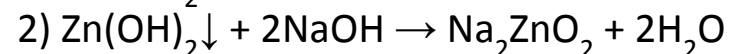
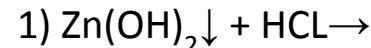
# Zn(OH)<sub>2</sub>

амфотерний

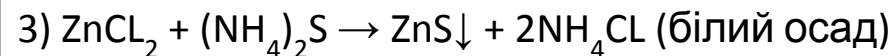
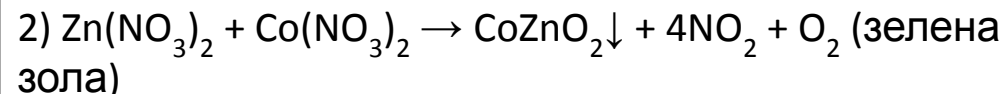
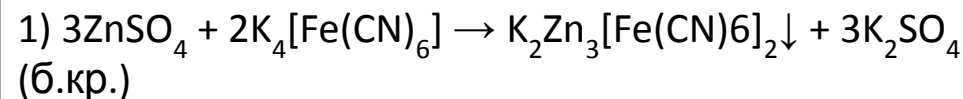
## Добування



## Хімічні властивості



## Якісні реакції на Zn<sup>2+</sup>



# Сполуки Zn

## Поширення

Hg — самородна  
(вкраплення)  
HgS — кіновар  
(черв)

## Якісні реакції

Оксиди

HgO(основн.)

- 1)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{HgO} \downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  жовт.
- 2)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{HgI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$  черв.
- 3)  $\text{HgI}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4] \downarrow$  надл.

## Якісні реакції

$\text{Hg}_2\text{O} \downarrow$  (основн.)

- 1)  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} \downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  (чорний)
- 2)  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$  (чорно-зелений)
- 3)  $\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{Hg}$

## Школа життя

Hg можна зібрати:

- 1)  $\text{Hg} + \text{S}$  (порошок)  $\rightarrow \text{HgS}$
- 2) склянню піпеткою з гумовою грушею на кінці;
- 3) мідною пластинкою змоченою  $\text{HNO}_3$ .

V= I, II; n= +1, +2



...4f<sup>14</sup> 5d<sup>19</sup> 6s<sup>2</sup>  
Hydrargyrum

**Фізичні властивості:** Hg — рідкий метал, малоактивний, стоїть в ряді напруг після водню, пари отруйні.

## Хімічні властивості

- 1)  $2\text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{HgO}$
- 2)  $2\text{Hg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (каломель)
- 3)  $\text{Hg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgCl}_2$  (сулема)
- 4)  $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$
- 5)  $\text{H}_2\text{O}, \text{NaOH} \rightarrow$
- 6)  $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 7)  $\text{Hg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 8)  $3\text{Hg} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 9)  $\text{Hg} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$
- 10)  $\text{Hg} + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_3\text{Cl}_2$

## Добування

- 1)  $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$
- 2)  $\text{HgS} + \text{Fe} \rightarrow \text{Hg} + \text{FeS}$
- 3)  $4\text{HgS} + 4\text{CaO} \rightarrow 4\text{Hg} + 3\text{CaS} + \text{CaSO}_4$

## Застосування

- 1) приладобудування (барометри, термометри, кварцеві лампи);
- 2) фарби (HgS);
- 3) вибухові речовини;
- 4) ртутні мазі (при захворюваннях шкіри).

## Отрути!!!

$\text{HgCl}_2$  — сулема  
 $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  — каломель  
 $\text{HgO}$  — оксид  
Hg (II) при захворюваннях шкіри: антисептичний, дезінфікуючий.

Всі сполуки Hg отруйні!

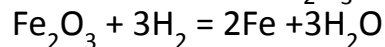


### Поширення:

1. Самородне (тільки входить до складу метеоритів).
2.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — магнітний залізняк
3.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — червоний залізняк
4.  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  — бурий залізняк
5.  $\text{FeS}_2$  — пірит
6.  $\text{FeCO}_3$  — сидерит
7. Fe — входить до складу живих організмів

### Добування:

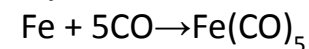
1. Відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  воднем:



2. Термічний розклад пентакарбонілу заліза ( $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ):

а) порошок заліза, що містить домішки спочатку перетворюють на  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ .

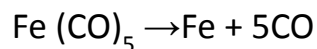
При  $t=150-200^\circ\text{C}$



порошок

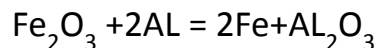
Домішки, що містяться у залізі, не взаємодіють з чадним газом (CO).

б) під час нагрівання у вакуумі  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  розкладається на залізо та карбон II оксид:



Вакуум

### 3. Алюмотермія:



### Біологічна роль:

Середній вміст Fe в організмі не більше 5 г.

1. При нестані: анемія
2. При надлишку в організмі виникають захворювання с.с. с., печінки, легень.
3. Входить до складу гемоглобіну крові
4. Запасне залізо входить до складу печінки, кісткового мозку у вигляді ферритину.

V=II, III, VI

$n=+2, +3, +6,$

к ч. = 6

$^{56}_{26}\text{Fe}$

Ferrum

$\dots 3d^6 4s^2$

### Використання:

1. На практиці часто використовують нечисте залізо, а його сплави (чавун і сталь).

Чавун — залізовуглецевий сплав, в якому:

$W(\text{C}) > 2,14\%$

Сталь:  $W(\text{C}) < 2,14\%$

Їх використовують у машинобудуванні, приладобудуванні і т.д.

### Фізичні властивості:

Сріблято — білий метал, досить м'який, ковкий, має сильні магнітні властивості, електротензопровідний метал, в присутності вологи на повітрі кородує,  $t_{\text{плав.}} = 1539^\circ\text{C}$ ,  $\rho = 7870 \text{ кг/м}^3$ .

### Хімічні властивості:

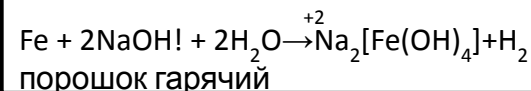
Чисте залізо, не підлягає корозії, активний метал, в ряді напруг стоїть до H.

#### I. Відношення до простих речовин:

- $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$
- $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ )-окалина
- $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 (\text{t}) \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
- $3\text{Fe} + \text{C} (\text{t}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{C}$  -карбід
- $\text{Fe} + \text{S} (\text{t}) \rightarrow \text{FeS}$
- $2\text{Fe} + \text{N}_2 (\text{t}) \rightarrow 2\text{FeN}$  — нітрид

#### II. Відношення до складних речовин:

- у розпеченому стані:  
 $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4 \text{H}_2$  (окалина)
- на вологому повітрі та у воді:  
 $4\text{Fe} + 6 \text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 4 \text{Fe}(\text{OH})_3$  - ірха
- з розведеними кислотами:  
 $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$  утв. солі  
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$  (II)
- з концентрованими кислотами (н.у.):  
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4! \rightarrow$  пасивує, а при  
 $\text{Fe} + \text{HNO}_3! \rightarrow$  температурі:  
 $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4! \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3! \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- з солями:  
 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- з лугами:



**$Fe^{+2}O$**  - чорна кристалічна речовина, основний оксид.

**Добування:**

1.  $Fe_3O_4 + CO = 3FeO + CO_2$
2.  $FeCO_3 \xrightarrow{t} FeO + CO_2$
3.  $Fe(OH)_2 = FeO + H_2O$

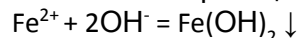
**Властивості:**

1.  $FeO + H_2O \nrightarrow$
2.  $FeO + SO_2 \xrightarrow{t} FeSO_3$
3.  $FeO + H_2SO_4 \xrightarrow{t=500^\circ C} FeSO_4 + H_2O$

**$Fe(OH)_2$**  - зеленуватий, основний. н/р у  $H_2O$ .

**Добування:**

1.  $FeSO_4 + 2NaOH = Fe(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$   
якісна реакція на  $Fe^{2+}$



$4Fe(OH)_2 \downarrow + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3 \downarrow$  (не стійкий, окиснюється на повітрі)  $\longrightarrow$  бурий

**Властивості:**

1.  $Fe(OH)_2 + CO_2 =$
2.  $Fe(OH)_2 + H_2SO_4 =$
3.  $Fe(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Fe(OH)_4]$   
натрій тетрагідроксо-феррит (II)

**$Fe_2^{+3}O_3$**  - має слабкі амфотерні властивості. Червоно - бурий порошок, називається залізний сурик, мумія.

**Добування:**

1.  $2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$
2.  $2Fe_2(SO_4)_3 = 2Fe_2O_3 + 6SO_2 + 3O_2$
3.  $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

**Властивості:**

1.  $Fe_2O_3 + H_2O$
2.  $Fe_2O_3 + SO_2$
3.  $Fe_2O_3 + H_2SO_4 =$
4.  $Fe_2O_3 + 2NaOH = 2NaFeO_2 + H_2O$
5.  $Fe_2O_3 + 2Na_2CO_3 = 2NaFeO_2 + CO_2$   
феррат

# Сполуки заліза

**$Fe(OH)_3 \downarrow$**  - червоно-бурий, має слабкі амфотерні властивості.

**Добування:**

1.  $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$
2.  $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$  якісна р-ція на  $Fe^{3+}$

червоно-бурий

**Властивості:**

1.  $Fe(OH)_3 + CO_2 =$
2.  $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 =$
3.  $Fe(OH)_3 + NaOH = NaFeO_2 + 2H_2O$   
феррат
4.  $Fe(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Fe(OH)_6]$   
натрій-гексагідроксо-феррат

**Якісні реакції на  $Fe^{2+}$**

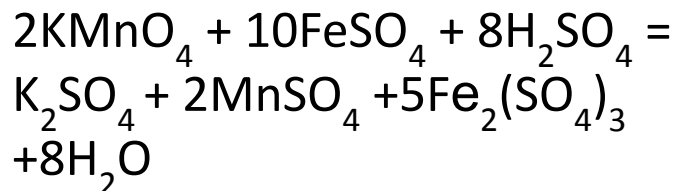
1.  $KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + 8H_2O$   
фіол. р-н  $KMnO_4$  знебарв-ся
2.  $3FeSO_4 + 2K_3[Fe(CN)_6] = Fe_3[Fe(CN)_6] \downarrow + 3K_2SO_4$   
червона кров'яна сіль темно синій ос. (турнбулева синька)
3.  $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$   
розчинний у NaOH

**Якісні реакції на  $Fe^{3+}$**

1.  $4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow + 12KCl$   
жовта кров'яна сіль темно-синій ос. (берлінська блакить)  
 $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$   
розчинний у NaOH
2.  $FeCl_3 + 3NH_4CNS = Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl$   
р-н криваво-червоний  
 $Fe^{3+} + 3CNS^- = Fe(CNS)_3$
3.  $2FeCl_3 + 2KI = 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$   
р-н червоно-бурий

## Відновні властивості

### солей Fe (II):



фіолетовий р-н  $\text{KMnO}_4$   
знебарвлюється

### Використання солей заліза (II):

$\text{FeSO} \times 7\text{H}_2\text{O}$  (залізний купорос) — виробництво мінеральних фарб, для боротьби з с/г шкідниками, при анемії;

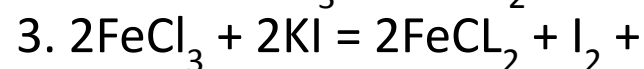
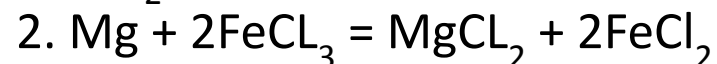
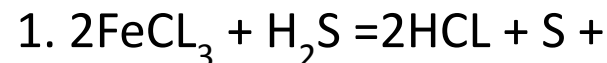
$\text{FeCl}_2$  — для одержання чистого заліза

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$  (сіль Мора) - в аналітичній хімії (об'ємний аналіз).

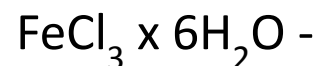
## Сполуки заліза

## Окисні властивості солей

### Fe (III):



### Використання солей заліза III:



окисник, дезінфікуючий, кровозупинний засіб.



(залізоамонійні галуни)- в аналітичній хімії,

кровозупинний засіб.

Лікарські препарати, що

використовуються при

нестачі заліза: залізо

відновлене, алоє з залізом,

залізоаскорбінова кислота.