

***ТЕМА: ПРЕДСТАВНИКИ d-ЕЛЕМЕНТІВ  
(ПЕРЕХІДНИХ ЕЛЕМЕНТІВ)  
ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ (ПСЕ)***

***1. Елементи побічної підгрупи VI групи ПСЕ  
(підгрупа Хрому)***

***2. Елементи побічної підгрупи VII групи ПСЕ  
(підгрупа Мангану)***

***3. Елементи побічної підгрупи VIII групи ПСЕ  
(підгрупа Феруму)***

# ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ VI ГРУПИ (ПІДГРУПА ХРОМУ)

## Загальна характеристика елементів

Назва	Хром <i>Chromium</i>	Молибден <i>Molybdenum</i>	Вольфрам <i>Wolfram</i>
Символ	<i>Cr</i>	<i>Mo</i>	<i>W</i>
Порядковий номер	24	42	74
Відносна атомна маса	52,00	95,94	183,85
Стабільні ізотопи	4 стабільних ізотопи: $^{50}\text{Cr}$ (4,31%), $^{52}\text{Cr}$ (87,76%), $^{58}\text{Cr}$ (9,65%), $^{54}\text{Cr}$ (2,38%), 6 штучний ізотопів	7 стабільних ізотопів, найбільше значення має $^{98}\text{Mo}$ (23,75%)	суміш п'яти стабільних ізотопів: $^{180}\text{W}$ , $^{182}\text{W}$ , $^{183}\text{W}$ , $^{184}\text{W}$ , $^{186}\text{W}$
Проста речовина	хром	молибден	вольфрам

# Електронна будова атомів

Елемент	Cr	Mo	W
Електронна конфігурація	$3d^5 4s^1$	$4d^5 5s^1$	$5d^4 6s^2$
Ступінь окиснення	+2,+3,+4, +5,+6	+2,+3,+4, +5,+6	+2,+3,+4, +5,+6
Електронегативність	1,6	1,8	1,7
Потенціал іонізації, еВ	6,76	7,1	7,98
Найважливіші сполуки: оксиди	$CrO_3$	$MoO_2$	$WO_2$
	$Cr_2O_3$	$MoO_3$	$WO_3$
гідроксиди	$Cr(OH)_3, H_2CrO_4$	$H_2MoO_4$	$H_2WO_4$
водневі сполуки (гідриди)	-	-	-
сульфіди	$Cr_2S_3$	$MoS_2$	$WS_2$
		$MoS_3$	$WS_3$
галогеніди	$CrCl_2$	$MoCl_4$	$WF_6$
	$CrCl_3$	$MoCl_5$	



*Хром – сріблясто-білий метал, твердий, тугоплавкий ( $t_{пл} = 1903^0C$ ). При кімнатній температурі він не окиснюється на повітрі*

## Фізичні властивості

Елемент	Cr	Mo	W
Порядковий номер	24	42	74
Агрегатний стан	твердий	твердий	твердий
Колір	сірий	срібlistий	сірий
Густина, г/см <sup>3</sup>	6,92		19,3
Температура кипіння, °C	2570	3700	5900
Температура плавлення, °C		2625	3370

## Хімічні властивості

*Хром на холоді дуже інертний елемент.*

*При нагріванні його хімічна активність підвищується.*

*Характерні реакції для хрому (при нагріванні):*

- 1. Взаємодія з киснем:  $4Cr + 3O_2 \rightarrow 2Cr_2O_3$  — хром (III) оксид*
- 2. Взаємодія з галогенами:  $2Cr + 3Cl_2 \rightarrow 2CrCl_3$  — хром (III) хлорид*
- 3. Взаємодія з неметалами:  $2Cr + N_2 \rightarrow 2CrN$  — хром (III) нітрид*
- 4. Взаємодія з кислотами:  $Cr + HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2 \uparrow$*

*Хімічна активність в ряді Cr-Mo-W суттєво зменшується. Хром розчиняється в розбавленій хлоридній та сульфатній кислотах.*



*В холодній концентрованій нітратній та сульфатній кислотах хром пасивується. При нагріванні ці кислоти розчиняють хром:*



*Молибден при нормальних умовах досить стійкий. При нагріванні його хімічна активність підвищується. Характерні реакції (при нагріванні):*

*1. Взаємодія з киснем:*



*2. Взаємодія з галогенами:*



*3. У кислотах (нітратна та плавикова) розчиняється тільки при температурі  $> 100$*

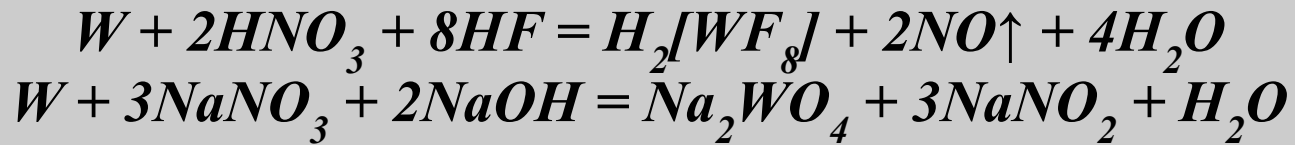


*4. При сплавленні у присутності окисника взаємодіють з лугами.*



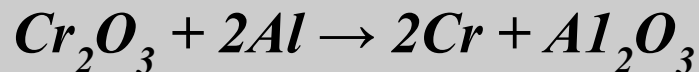


*Вольфрам при звичайних умовах стійкий. При нагріванні до 400-500 °С окиснюється на повітрі до  $WO_2$ . З гідрогеном і кислотами не реагує навіть при нагріванні. У розплавах лугів при доступі повітря або окисників розчиняєті ся з утворенням вольфраматів.*



## Одержання

*Хром одержують шляхом відновлення з оксиду:*



*Для одержання молібдену використовують концентрати, що містять 47-50 % даного елемента. Застосовують для відновлення з оксидів у струмі сухого водню.*

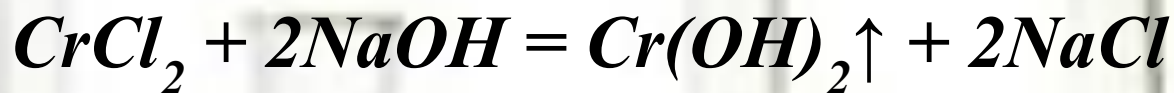
*Вольфрам одержують декількома способами:*

- 1. Відновлення за допомогою гідрогену.*
- 2. Металокерамічний метод.*
- 3. Термічне розкладання концентратів.*

# *Сполуки хрому*

*Оксид хрому (II) CrO та гідроксид хрому (II) Cr(OH)<sub>2</sub>*  
*проявляють основні властивості та реагують з  
кислотами і кислотними оксидами.*

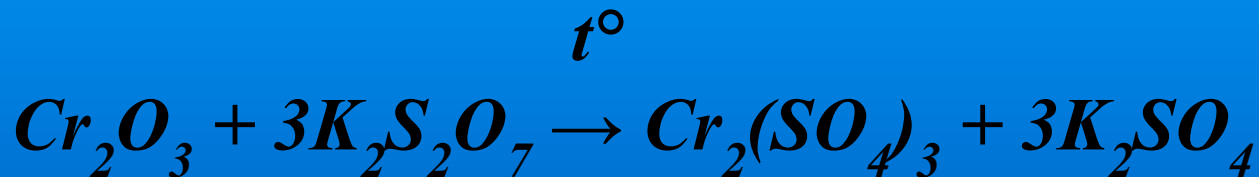
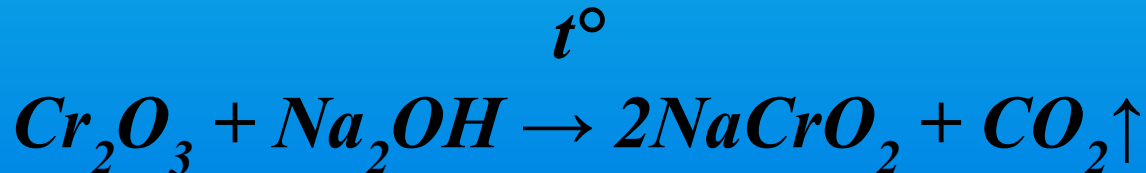
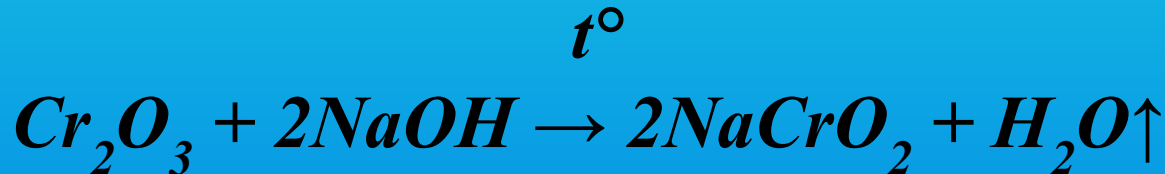
*Для отримання гідроксиду хрому (II) використовують  
реакцію обміну:*



*Чистий Cr(OH)<sub>2</sub> забарвлений у жовтий колір, з  
часом темніє із-за окиснення хрому. При  
термічному розкладі гідроксиду утворюється  
чорного кольору оксид хрому (II) CrO.*

## Оксид хрому (III) $Cr_2O_3$ :

- *зеленого забарвлення тверда речовина, нерозчинна у воді;*
- *проявляє амфотерні властивості;*
- *при сплавленні з лугами, содою, отримують  $Cr^{3+}$  - хроміти, розчинні у воді:*





*В залежності від умов (температура, концентрація солі, рН середовища) склад гідратованих комплексів хрому (III) змінюється, це призводить до зміни забарвлення водних розчинів солей від зеленого до фіолетового.*

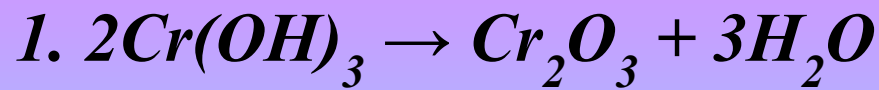
*$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – темно-зелений*

*$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – світло-зелений*

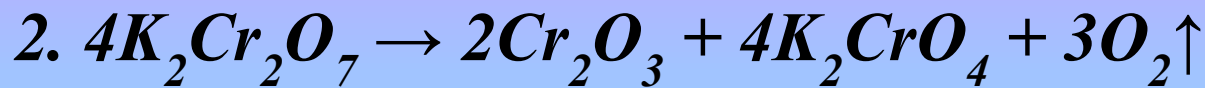
*$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$  – фіолетовий*

### *Одержання $\text{Cr}_2\text{O}_3$*

*$t^\circ$*



*$t^\circ$*



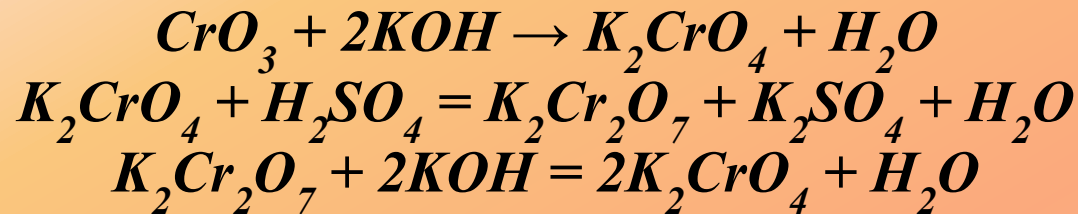
*$t^\circ$*



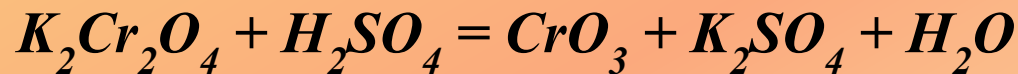
## **Оксид хрому (VI) $\text{CrO}_3$ :**

- *яскраво червоні кристали, розчинні у воді;*
- *типовий кислотний оксид, утворює хромову кислоту  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ;*
- *солі хромати жовтого кольору.*

## **Хімічні властивості сполук хрому (VI)**



## **Одержання:**



*Всі сполуки хрому (VI) – сильні окисники, в окисно-відновних реакціях переходять в похідні Cr (III):*

- *в кислому середовищі утворюють солі  $\text{Cr}^{3+}$ ;*
- *нейтральному середовищі утворюється гідроксид хрому  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ;*
- *лужному середовищі утворюються похідні аніонного комплексу  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ .*

## *Значення для людини*

*Хром — один із необхідних елементів в організмі людини. Бере участь в обміні жирів, білків, вуглеводів. Входить до складу деяких ферментів й інших структур людського організму. Нестача хрому призводить до вповільнення росту, підвищення рівня холестерину в крові, зниження чутливості до інсуліну.*

*Деякі сполуки хрому високотоксичні. При їх прониканні в організм людини спостерігаються алергійні реакції, утруднення дихання, слабкість, втрата апетиту й ваги, розлади травної системи й роботи кишечника.*

*Молібден бере участь в обмінних процесах людського організму, підвищує активність деяких ферментів. Надлишок даного елемента може викликати затримку росту, подагру й ін.*

*Вольфрам не є необхідним елементом для людини.*

## *Застосування*

*Хром застосовується в металургії з метою підвищення міцності й твердості сталей, в електротехніці при виготовленні електроприладів, а також для покриття залізних і металевих виробів (хромування) з метою їх захисту від корозії.*

*Молібден застосовується при виробництві легованих деталей, електроприладів.  
Сполуки молібдену використовуються як каталізатори різних хімічних процесів.*

*Вольфрам використовується в металургії для одержання легованих сталей, твердих сплавів та ін.  
Сплави, що містять вольфрам, широко використовуються в авіаційній, ракетній промисловості, електроніці, інших галузях виробництва.*

# ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ II ГРУПИ ПСЕ (ПІДГРУПИ МАНГАНУ)

## Загальна характеристика елементів

Назва	Манган <i>Manganum</i>	Технецій <i>Technetium</i>	Реній <i>Rhenium</i>
Символ	<i>Mn</i>	<i>Tc</i>	<i>Re</i>
Порядковий номер	25	43	75
Відносна атомна маса	54,94	99	186,2
Стабільні ізотопи	$^{55}\text{Mn}$	2 стабільних ізотопи: $^{99}\text{Tc}$ і $^{99\text{m}}\text{Tc}$	2 ізотопи: $^{185}\text{Re}$ (37,07%), $^{187}\text{Re}$ (слаборадіо- активний)
Проста речовина	марганець	технецій	реній

# Електронна будова атомів

Елемент	<i>Mn</i>	<i>Tc</i>	<i>Re</i>
Електронна конфігурація	$3d^5 4s^2$	$4d^5 5s^2$	$5d^5 6s^2$
Ступінь окиснення	+2, +3, +4, +6, + 7	Om +7 до -1	Om +7 до -1
Радіус атома, нм	0,130	0,136	0,137
Електронегативність	1,5	1,9	1,9
Потенціал іонізації, еВ	7,43	7,28	7,87
Найважливіші сполуки: оксиди	<i>MnO</i> <i>MnO<sub>2</sub></i>	<i>TcO<sub>2</sub></i> <i>Tc<sub>2</sub>O<sub>7</sub></i> <i>Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub></i>	<i>ReO<sub>2</sub></i> <i>ReO<sub>3</sub></i> <i>Re<sub>2</sub>O<sub>3</sub></i>
гідроксиди	<i>HMnO<sub>4</sub></i>	—	<i>HReO<sub>4</sub></i>
водневі сполуки (гідриди)	—	—	—
сульфіди	<i>MnS</i>	<i>Tc<sub>2</sub>S<sub>7</sub></i>	<i>ReS<sub>2</sub></i> <i>Re<sub>2</sub>S<sub>7</sub></i>
галогеніди	<i>MnCl<sub>2</sub></i>	—	<i>ReF<sub>6</sub></i>



## Фізичні властивості

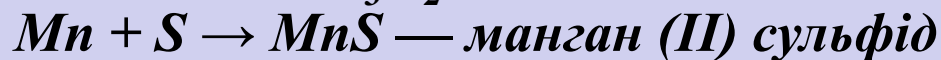
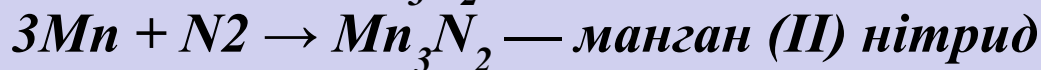
<i>Елемент</i>	<i>Mn</i>	<i>Tc</i>	<i>Re</i>
<i>Порядковий номер</i>	<i>25</i>	<i>43</i>	<i>75</i>
<i>Агрегатний стан</i>	<i>твердий</i>	<i>твердий</i>	<i>твердий</i>
<i>Колір</i>	<i>сріблястий</i>	<i>сріблясто-сірий</i>	<i>сріблястий</i>
<i>Густина, г/см<sup>3</sup></i>	<i>7,2</i>	<i>—</i>	<i>20,53</i>
<i>Температура кипіння, °С</i>	<i>2120</i>	<i>4700</i>	<i>5900</i>
<i>Температура плавлення, °С</i>	<i>1260</i>	<i>2200</i>	<i>3170</i>

*Хімічна активність металів в ряді Mn – Tc – Re зменшується.  
Mn – доволі активний метал, знаходиться в ряді напруг до Гідрогену.  
Tc та Re – після Гідрогену*

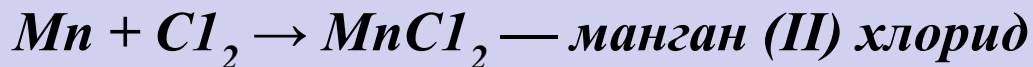
## *Хімічні властивості*

*Манган вступає в такі реакції:*

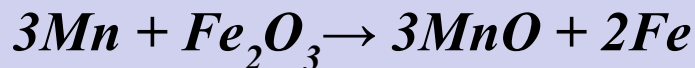
*1. Взаємодія з неметалами:*



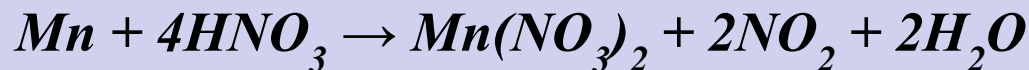
*2. Взаємодія з галогенами:*



*3. Взаємодія з оксидами металів:*



*4. Взаємодія з кислотами:*



*В холодній нітратній кислоті манган пасивується.*

Технецій за хімічними властивостями близький до мангану.

1. При взаємодії з киснем утворюються оксиди  $Te_2O_7$  і  $TeO_2$ .
2. При взаємодії з галогенами утворюються галогеніди типу  $TcHal_4$ ,  $TcHal_5$ ,  $TcHal_6$ .
3. У хлоридній кислоті не розчиняється, але розчиняється в сульфатній і нітратній кислотах, бромній воді, перекису водню, царській горіліці.

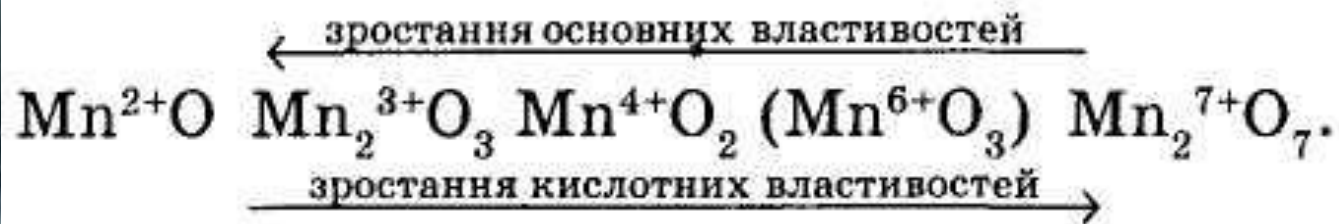
Реній при звичайних умовах стійкий.

1. Взаємодія з киснем відбувається при нагріванні до  $t > 300^\circ C$ : утворюються оксиди  $Re_2O_7$  і  $ReO_3$ .
2. При взаємодії з галогенами утворюються галогеніди  $ReF_6$ ,  $ReCl_5$ . Із бромом і йодом не взаємодіє.
3. У хлоридній кислоті не розчиняється, але розчиняється в нітратній і гарячій сульфатній кислотах.  
Окиснюється в лугах.

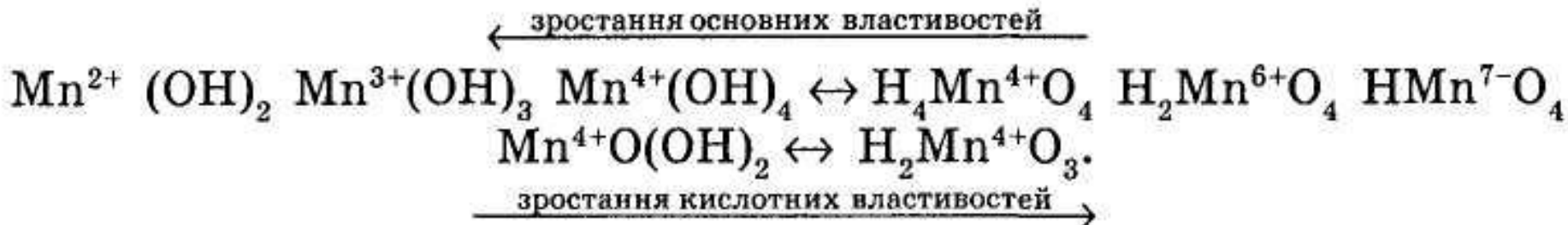
# Сполуки мангану

<i>Оксид</i>	<i>оксиду</i>	<i>Гідроксид, що відповідає даному оксиду</i>	<i>Тип гідроксиду</i>	<i>Назва кислоти</i>	<i>солей</i>
$MnO$	<i>основний</i>	$Mn(OH)_2$	<i>малорозчинна основа</i>		
$Mn_2O_3$	<i>основний</i>	$Mn(OH)_3$	<i>малорозчинна основа</i>		
$MnO_2$	<i>амфотерний</i>	$Mn(OH)_4$ $H_4MnO_4$ $MnO(OH)_2$ $H_2MnO_3$	<i>амфотерний</i>  <i>амфотерний</i>	<i>ортоманганітна (ортомарганцевиста)</i>  <i>метаманганітна (метамарганцевиста)</i>	<i>Ортоманганіти</i>  <i>метаманганіти</i>
$(MnO_3)$	<i>кислотний (у вільному стані не виявлено)</i>	$(H_2MnO_4)$	<i>кислота (у вільному стані не виявлена)</i>	<i>манганатна (марганцевиста)</i>	<i>манганати</i>
$Mn_2O_7$	<i>кислотний</i>	$HMnO_4$	<i>кислота</i>	<i>перманганатна (марганцева)</i>	<i>перманганати</i>

*Характер і властивості оксидів і гідроксидів мангану відповідно змінюються в залежності від ступеня окиснення металу:*

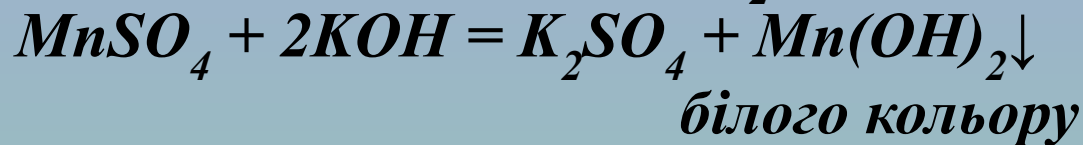
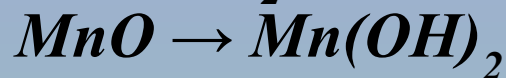
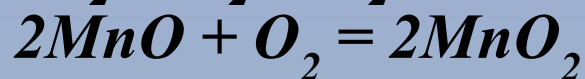
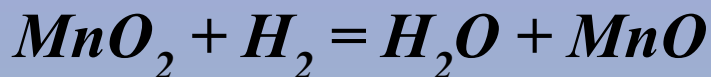


*У повній відповідності із властивостями оксидів знаходяться властивості гідроксидів:*

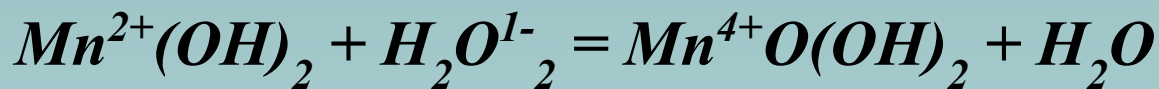




Оксид мангану (II) – MnO – основний оксид зеленого кольору,  
на повітрі з часом окиснюється:

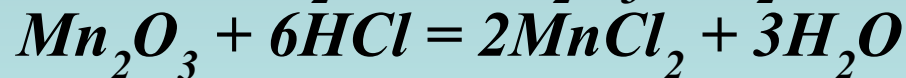


Всі сполуки мангану (II) виявляють тільки відновні  
властивості:



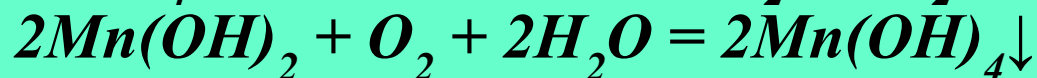
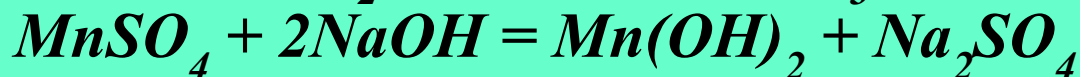
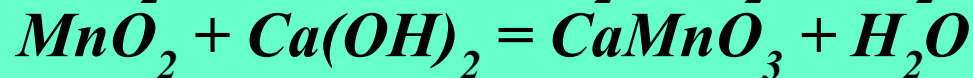
Оксид мангану (III) – Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – основний оксид чорного  
кольору погано розчинний у воді та кислотах.

t°



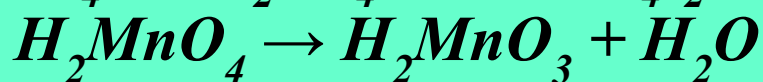
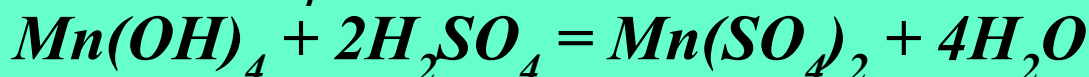


Оксид мангану (IV) -  $MnO_2$  – амфотерний оксид. Кислотні та основні властивості виявлені слабо.



бурий осад

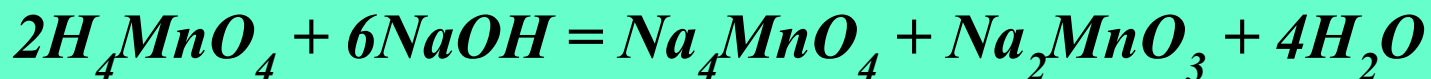
$Mn(OH)_4$  – амфотерний гідроксид



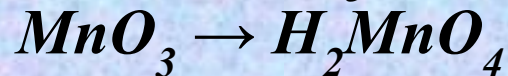
ортоманганатна      метаманганатна

кислота

кислота

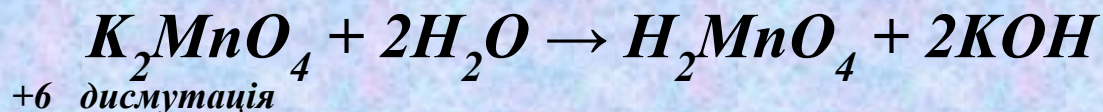


Оксид мангану (VI) –  $MnO_3$  – кислотний оксид



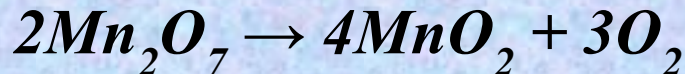
манганатна кислота

гідроліз

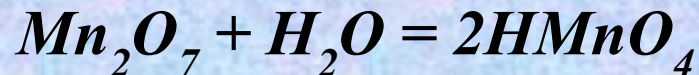


Манганати є сильними окисниками,  
відновлюючись у кислому середовищі до  $Mn^{2+}$ ,  
а у нейтральному та лужному - до  $-MnO_2$ .

Оксид мангану (VII)  $Mn_2O_7$  - кислотний оксид, темно-зелена  
олійста рідина, стійка при температурі нижче  $0^\circ C$ , при  
звичайних умовах легко розкладається з вибухом.



сильний окисник

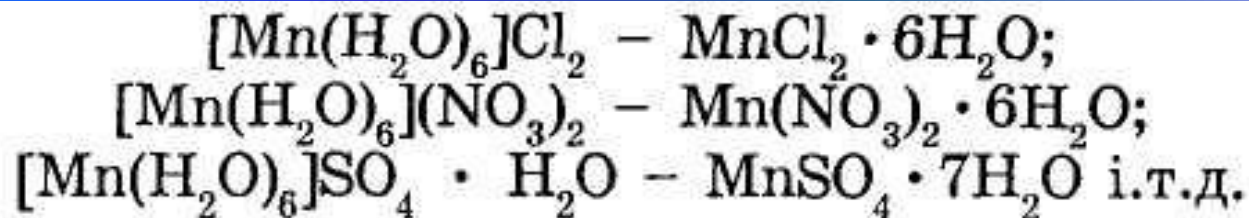


перманганатна кислота

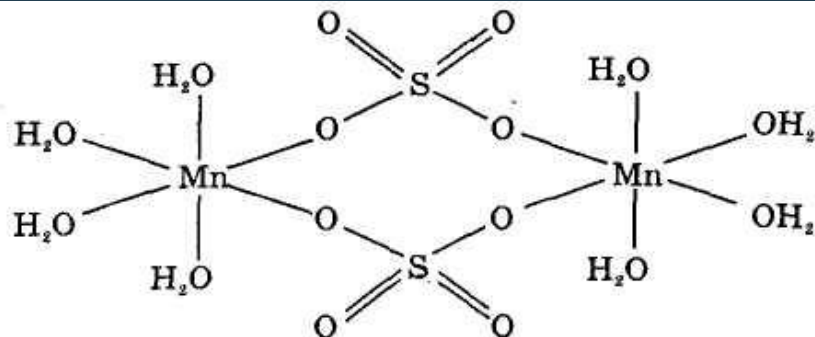
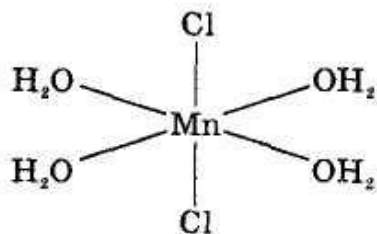
# НАЙВАЖЛИВІШІ СОЛІ ТА КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ МАНГАНУ

Здатні утворювати стійкі у твердому стані солі зменшується у ряду  $Mn(II) \rightarrow Mn(III) \rightarrow Mn(IV)$ . Так, із водних розчинів під час кристалізації солей маргану (II) найчастіше виділяються кристалогідрати, наприклад  $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ ;  $MnCl_2 \cdot 4H_2O$ ;  $MnBr_2 \cdot 4H_2O$ ;  $MnI_2 \cdot 4H_2O$ ;  $Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ;  $Mn(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$ ;  $Mn_2P_2O_7 \cdot 5H_2O$ ;  $Mn_3(PO_4)_2 \cdot 3H_2O$ ;  $MnHPO_4 \cdot 3H_2O$ ;  $Mn(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$ .

Для маргану комплексоутворення менш характерне, ніж для будь-яких інших *d*-елементів. Але у водних розчинах  $Mn^{2+}$  утворює октаедричний аквакомплекс  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$  рожевого забарвлення. Тому цей аквакомплекс слід розглядати як складову структури стійких солей -кристалогідратів:

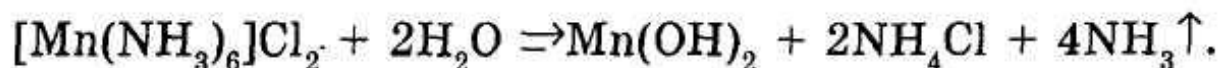






Будова молекул  $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  та  $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , де, крім води, роль лігандів відіграють кислотні залишки

Під дією аміаку на безводні солі марганцю (II) утворюються аміачні комплекси, наприклад  $[\text{Mn}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Mn}(\text{NH}_3)_6](\text{ClO}_4)_2$ , які руйнуються водою:



При дії ціанідів на солі  $\text{Mn}^{2+}$  утворюються більш стійкі комплекси аніонного типу  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$ .

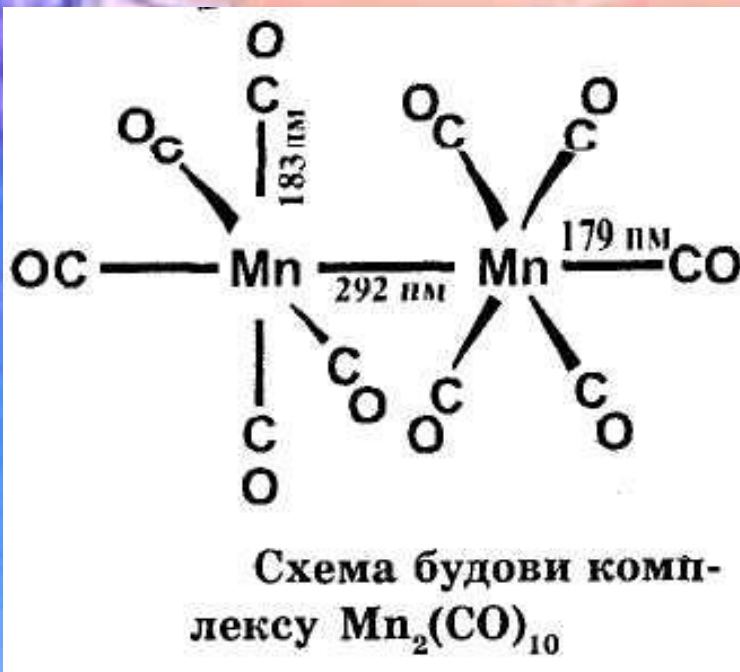
Але більшість комплексів  $\text{Mn}^{3+}$  повністю стабільні (наприклад  $[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$  – оксалатний комплекс,  $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-}$  – ціанідний комплекс).

Помірно стійкі комплекси з  $\text{Mn}^{2+}$  і  $\text{Mn}^{3+}$  утворюють полідентатні ліганди: етилендіамін, оксалат-іон, етилендіамінтетраацетат-іон.

Із солей  $\text{Mn}(\text{IV})$  можна назвати хіба що  $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$ , який у воді повністю гідролізується з утворенням  $\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .

Комплексні сполуки  $\text{Me}_2[\text{MnX}_6]$  (де  $\text{X} = \text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ) утворюються під час відновлення  $\text{KMnO}_4$  ефіром у середовищі концентрованої соляної або плавикової кислот.

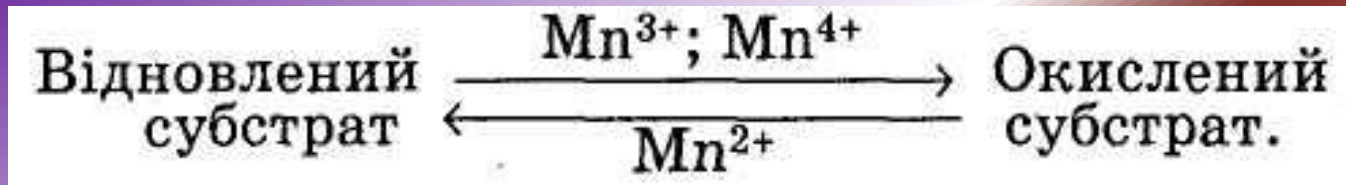
*Марганець здатний також утворювати комплексні сполуки з CO, де формально його ступінь окислення рівний 0. Карбоніл маргану  $Mn_2(CO)_{10}$  діамагнітний, а хімічний зв'язок Mn-CO включає як  $\sigma$ - так і  $\pi$ -зв'язки.*



*Перманганат калію використовують як окисник у багатьох органічних синтезах, в медичній та ветеринарній практиці, як протиотруту від ціанідів та бойових отруйних речовин.*

## Біологічна роль мангану.

*Фізіологічна дія мангану в живих організмах полягає у його здатності змінювати ступені окиснення і завдяки цьому приймати участь в окисно-відновних процесах, які можна продемонструвати загальною схемою:*



*Підтвердженням цієї схеми може бути факт існування природних мінералів, що містять  $\text{Mn}^{3+}$ : браукіту ( $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ) та манганіту ( $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ).*

*Манган входить до складу ферментних систем, що обумовлюють окисно-відновні процеси внутрішньоклітинного обміну речовин.*



# ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ГРУПИ VIII ПСЕ (ПІДГРУПИ ФЕРУМУ)

## Загальна характеристика елементів

<i>Название</i>	<i>Феррум Ferrum</i>	<i>Кобальт Cobaltum</i>	<i>Нікель Nickolum</i>
<i>Символ</i>	<i>Fe</i>	<i>Co</i>	<i>Ni</i>
<i>Порядковий номер</i>	<i>26</i>	<i>27</i>	<i>28</i>
<i>Відносна атомна маса</i>	<i>55,847</i>	<i>58,93</i>	<i>58,69</i>
<i>Стабільні ізотопи</i>	<i>4 стабільних ізотопи: <sup>54</sup>Fe(5,84%), <sup>56</sup>Fe (91,68%), <sup>57</sup>Fe(2,17%), <sup>58</sup>Fe(0,31%)</i>	<i><sup>59</sup>Co Зі штучних найважливіший <sup>60</sup>Co</i>	<i>5 стабільних ізотопів: <sup>58</sup>Ni (67,76%), <sup>60</sup>Ni (26,16%), <sup>61</sup>Ni(1,25%), <sup>63</sup>Ni(3,66%), <sup>64</sup>Ni(1,16%)</i>
<i>Проста речовина</i>	<i>залізо</i>	<i>кобальт</i>	<i>нікель</i>

# Електронна будова атомів

Елемент	<i>Fe</i>	<i>Co</i>	<i>Ni</i>
Електронна конфігурація	$[Ar]3d^64s^2$	$3d^74s^2$	$3d^84s^2$
Ступінь окиснення	+2,+3,+6	+2,+3	+2
Радіус атома, нм	0,126	0,125	0,124
Електронегативність	1,8	1,9	1,9
Потенціал іонізації, еВ	7,87	7,88	7,6
Найважливіші сполуки: оксиди	<i>FeO</i> <i>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></i> <i>Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub></i>	<i>CoO</i> <i>Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub></i>	<i>NiO</i> <i>Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub></i>
гідроксиди	<i>Fe(OH)<sub>2</sub></i> <i>Fe(OH)<sub>3</sub></i>	<i>Co(OH)<sub>2</sub></i> <i>Co(OH)<sub>3</sub></i>	<i>Ni(OH)<sub>2</sub></i> <i>Ni(OH)<sub>3</sub></i>
водневі сполуки (гідриди)	—	—	—
сульфіди	<i>FeS</i> <i>Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub></i>	<i>CoS</i>	<i>NiS</i>
галогеніди	<i>FeCl<sub>2</sub></i> <i>FeCl<sub>3</sub></i>	<i>CoCl<sub>2</sub></i>	<i>NiCl<sub>2</sub></i>

## Фізичні властивості

Елемент	Fe	Co	Ni
Порядковий номер	26	27	28
Агрегатний стан	твердий	твердий	твердий
Колір	сріблясто-білий	сріблястий, з рожевим відливом	сріблясто-білий
Густина, г/см <sup>3</sup>	7,86	8,9	8,9
Температура кипіння, °C	3000	3000	2900
Температура плавлення, °C	1535	1490	1453

## Значення для людини

Кобальт бере участь в обмінних процесах, він необхідний для синтезу вітаміну  $B_{12}$ , регулює роботу ферментів, бере участь в обміні білків, жирів, вуглеводів, синтезі нуклеїнових кислот.

Активізує процеси кровотворення.

Добова потреба в кобальті для людини становить 7-15 мкг.

Нікель є необхідним мікроелементом в організмі людини.

Активізує роботу ферментів, впливає на окисні процеси.

Перевищення норми нікелю може викликати захворювання очей.

# **ФЕРУМ**

## **Фізичні властивості**

*Залізо Fe — м'який метал сріблясто-білого кольору з металевим блиском. Характеризується високою пластичністю, ковкістю, тепло- і електропровідністю, магнітними властивостями.*

## **Хімічні властивості**

*Ферум здатний адсорбувати на своїй поверхні, різні гази.*

*У хімічному відношенні найактивнішим є ферум, найменш активним — нікель.*

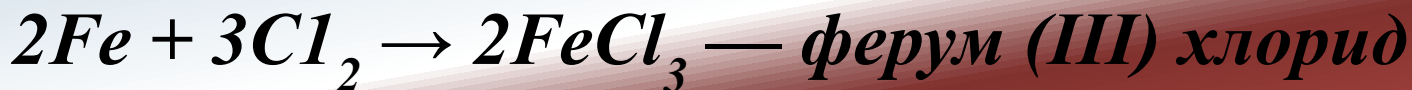
*Ферум є відновником середньої активності.*

*Характерні реакції:*

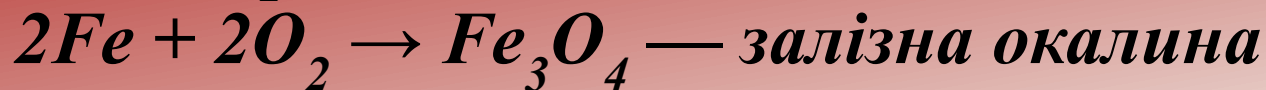
- 1. На повітрі, що містить пари води, вкривається іржею (корозія):*



- 2. Взаємодія із хлором:*



- 3. Взаємодія з неметалами при нагріванні:*



#### **4. Взаємодія з розведеними кислотами**

**(хлоридною, сульфатною):**



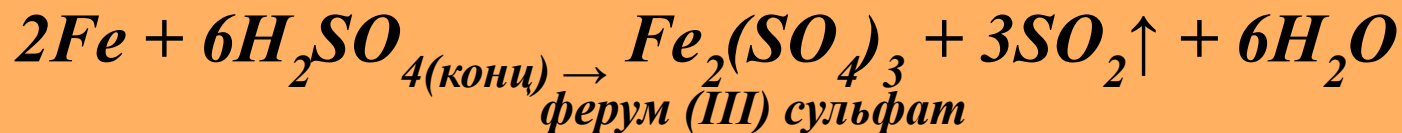
ферум (II) хлорид



ферум (II) сульфат

#### **5. Взаємодія з концентрованими кислотами**

**при нагріванні:**



ферум (III) сульфат



ферум (III) нітрат

#### **6. Взаємодія з металами, що стоять у ряді напруг**

**праворуч від Fe:**





# СПОЛУКИ ФЕРУМУ

## Оксиди

Ферум (II) оксид $FeO$	Ферум (III) оксид $Fe_2O_3$
<b>Фізичні властивості</b>	
Тверда речовина чорного кольору	Тверда порошкоподібна речовина бурого кольору
<b>Одержання</b>	
Відновлення ферум (III) оксиду карбон (II) оксидом при температурі $500\text{ }^\circ\text{C}$ : $Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2FeO + CO_2$	Нагрівання ферум (III) гідроксиду: $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$
У результаті взаємодії металевого заліза з киснем при високій температурі утворюється змішаний оксид $Fe_3O_4$ (або $FeO \cdot Fe_2O_3$ ): $3Fe + 2O_2 \rightarrow FeO \cdot Fe_2O_3$	
<b>Хімічні властивості</b>	
<b>Основний оксид</b> 1. Розчиняється в кислотах: $FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$ 2. Не взаємодіє з водою	<b>Амфотерний оксид</b> 1. Взаємодіє з кислотами: $Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ 2. Взаємодіє з лугами: $Fe_2O_3 + 2KOH \rightarrow 2KFeO_2 + H_2O$

# Гідроксиди

<b>Ферум (II) гідроксид <math>Fe(OH)_2</math></b>	<b>Ферум (III) гідроксид <math>Fe(OH)_3</math></b>
<b>Фізичні властивості</b>	
<b>Тверда речовина зеленуватого кольору</b>	<b>Тверда речовина бурого кольору</b>
<b>Одержання</b>	
<b>Взаємодія солей заліза (II) з розчином лугу: <math>Fe_2SO_4 + 2KOH \rightarrow</math> <math>Fe(OH)_2 \uparrow + K_2SO_4</math></b>	<b>Взаємодія солей заліза (III) з розчином лугу: <math>FeCl_3 + 3KOH \rightarrow</math> <math>Fe(OH)_3 \downarrow + 3KCl</math></b>
<b>Хімічні властивості</b>	
<b>Основа</b>	<b>Амфотерний</b>
<b>1. Окиснюється в присутності кисню: <math>4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O</math> <math>\rightarrow 4Fe(OH)_3</math></b>	<b>1. Взаємодіє з кислотами: <math>Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O</math></b>
<b>2. Взаємодіє з кислотами: <math>Fe(OH)_2 + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + 2H_2O</math></b>	<b>2. Взаємодіє з основами: <math>Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow K_3[Fe(OH)_6]</math></b>

# Солі Феруму

<i>Залізний купорос <math>FeSO_4 \cdot 7H_2O</math></i>	<i>Ферум (III) хлорид <math>FeCl_3</math></i>
<i>Хімічні властивості</i>	
<i>Відновник, як всі солі феруму (II): <math>FeSO_4 + 2KOH \rightarrow Fe(OH)_2 + K_2SO_4</math></i>	<i>Окисник: <math>2FeCl_2 + 2KI \rightarrow 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl_2</math></i>
<i>Застосування</i>	
<i>Виробництво мінеральних фарб, фарбування тканин, боротьба із с/г шкідниками</i>	<i>Протравка при фарбуванні тканин</i>
<i>Ферум (II) хлорид <math>FeCl_2</math></i>	<i>Ферум (III) нітрат <math>Fe(NO_3)_3</math></i>
<i>Хімічні властивості</i>	
<i>Відновник</i>	<i>Окисник: <math>Fe(NO_3)_3 + 3KSCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3KNO_3</math> — якісна реакція на солі заліза (III) .</i>
<i>Застосування</i>	
<i>Для лабораторного одержання чистого заліза</i>	<i>В аналітичній хімії</i>

# Комплексні сполуки феруму

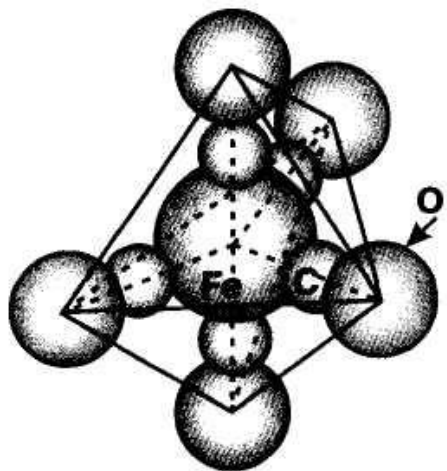
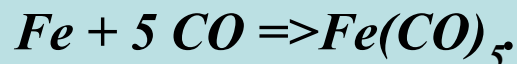


Схема  
будови молекули пента-  
карбонілу заліза

Ферум здатне утворювати сполуки за рахунок лише донорно-акцепторної взаємодії.

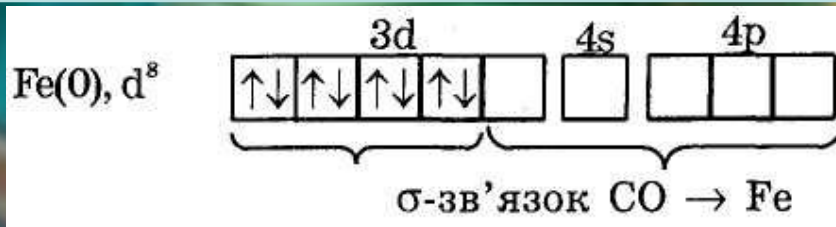
Так, внаслідок нагрівання порошку заліза у струмені CO при 150-200 °C і підвищеному тиску утворюється пентакарбоніл феруму (0):



Пентакарбоніл феруму (0) - летка жовта рідина, розчинна в органічних розчинниках і не розчинна у воді.

Його молекула має конфігурацію тригональної біпіраміди, що відповідає стану  $dsp^3$ -гібридизації

$\sigma$ -зв'язуючих орбіталей атома заліза:



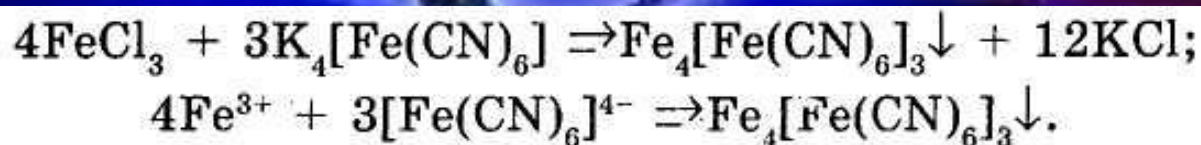
Для карбонілів виконується правило, згідно з яким вони мають такий склад, де неподільні пари електронів CO доповнюють конфігурацію атома металу до будови атома найближчого інертного газу (Kr). Тобто пар повинно бути 5, і цим визначається координаційне число феруму.

*Ферум може утворювати комплексні сполуки - катіонні, аніонні і електронейтральні, у яких іони металу координують навколо себе молекули аміаку, аніони галогеноводневих кислот, ціанистоводневої ( $CN^-$ ), тіоціанатної ( $NCS^-$ ), аміни:  $[Fe(NH_3)_6]^{2+}$ ;  $[FeCl_4]^{2-}$ ;  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ ;  $[Fe(CN)_6]^{3-}$ ;  $[Fe(NCS)_4]^{2-}$ ;  $[Fe(H_2O)_3(NCS)_3]^0$ ;  $[FeEDTA]^{2-}$ ;  $[FeEDTA]^{1-}$ .*

*Найбільш стійкі комплексні сполуки феруму утворюються з лігандами  $CN^-$  - залишками ціанідної кислоти:*



*Сполука, що при цьому утворилася, має назву гексаціаноферат (II) калію або жовта кров'яна сіль. Її використовують для аналітичного визначення іонів заліза (III). Гексаціаноферат (II) калію з іонами  $Fe^{3+}$  утворює інтенсивно синій осад берлінської блакиті, який застосовують як синій пігмент:*





## **Одержання**

**Кобальт одержують шляхом переробки нікелевих руд, що містять кобальт як домішку.**

**Нікель одержують із сульфідних мідно-нікелевих руд і з силікатних (окиснених) руд.**

## **Застосування**

**Всі метали VIII групи застосовуються як каталізатори різних процесів (ферум — при синтезі амоніак, нікель — реакціях гідрування).**

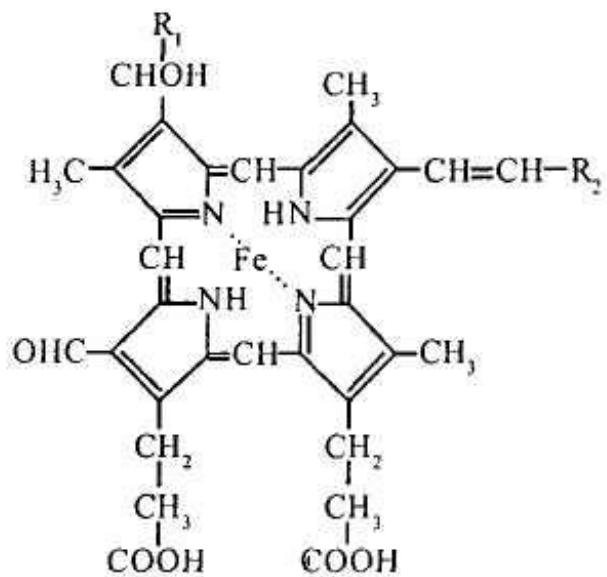
**Кобальт застосовується в металургії для одержання міцних сталей. Нікель — для одержання нержавіючих сталей і при нікелюванні посуду. Залізо широко застосовується в металургії для виробництва сталей, а також медичній промисловості, виробництві електроприладів тощо.**

## **Значення для людини**

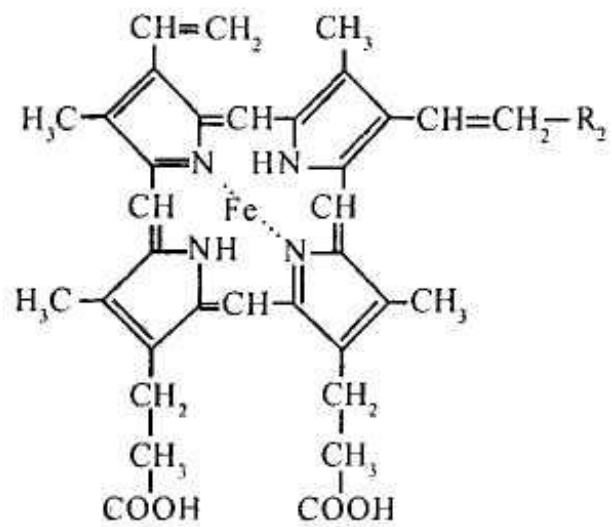
**Залізо — необхідний елемент для життєдіяльності організм людини. Бере участь синтезі гемоглобіну, міоглобіну, залізовмісних ферментів.**

**Нормалізує кровотворення. Нестача викликає анемії.**

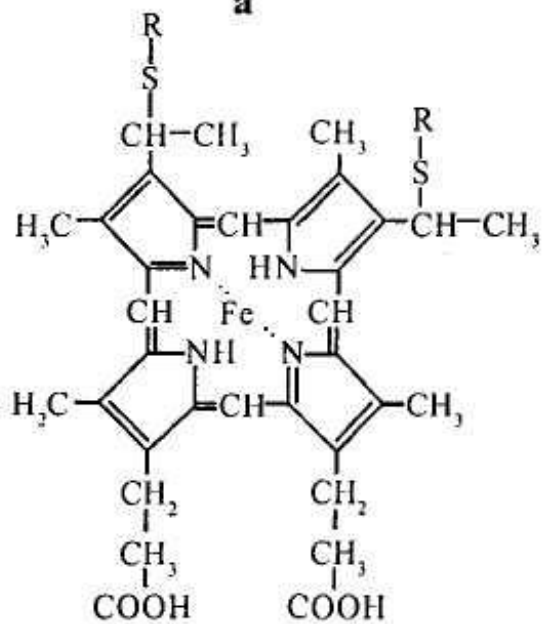
**Добова норма Fe становить 0,1-0,6 мг.**



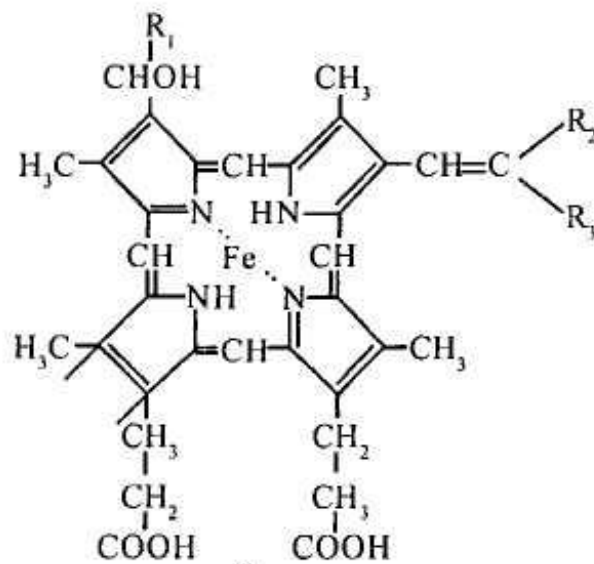
**a**



**b**

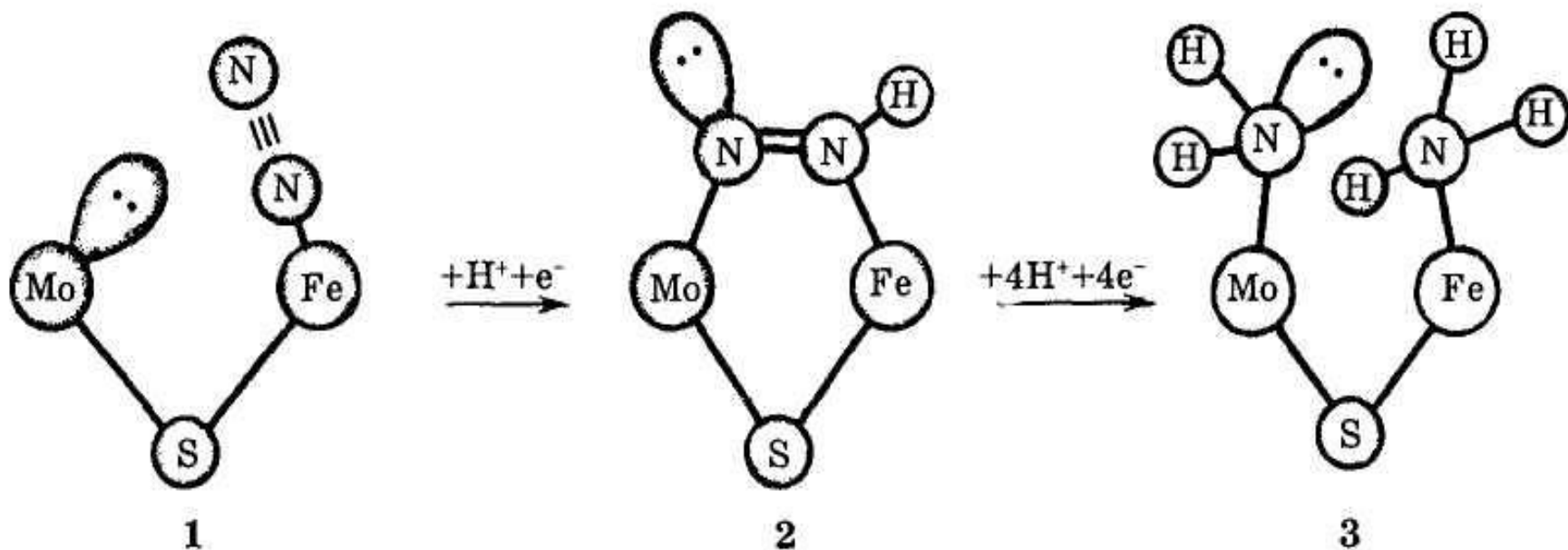


**c**



**d**

**Схема будови порфіринів цитохромів a, b, c, d**



**Схема біологічної фіксації азоту [15]:**

- 1 – утворення лінійного комплексу Fe- $\text{N}\equiv\text{N}$ ;
- 2 – утворення двоядерного комплексу Mo-N=NH-Fe;
- 3 – розрив зв'язку N-N та утворення аміаку





# *Література*

*1. Загальна та біонеорганічна хімія / О.І. Карнаухов, Д.О. Мельничук, К.О. Чеботько, В.А. Копілевич. К.: Фенікс, 2001; 2002. – 578 с.*

*2. Романова Р.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища школа, 1988. – 430 с.*

*3. Шаповалов С.А. Хімія. – Харків: Торсінг, 2005. – 378 с.*