

***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>	Молібден <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}Cr (4,31%), ^{52}Cr (87,76%), ^{58}Cr (9,65%), ^{54}Cr (2,38%), 6 штучний ізотопів	7 стабільних ізотопів, найбільше значення має ^{98}Mo (23,75%)	суміш п'яти стабільних ізотопів: ^{180}W , ^{182}W , ^{183}W , ^{184}W , ^{186}W
Проста речовина	хром	молібден	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 Cr_2O_3	MoO_2 MoO_3	WO_2 WO_3
гідроксиди	$Cr(OH)_3$ H_2CrO_4	H_2MoO_4	H_2WO_4
водневі сполуки (гідриди)	-	-	-
сульфіди	Cr_2S_3	MoS_2 MoS_3	WS_2 WS_3
галогеніди	$CrCl_2$ $CrCl_3$	$MoCl_4$ $MoCl_5$	WF_6



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	сріблистий	сірий
Густина, г/см ³	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: $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3$ — хром (III) оксид*
- 2. Взаємодія з галогенами: $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3$ — хром (III) хлорид*
- 3. Взаємодія з неметалами: $2\text{Cr} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{CrN}$ — хром (III) нітрид*
- 4. Взаємодія з кислотами: $\text{Cr} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$*

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:



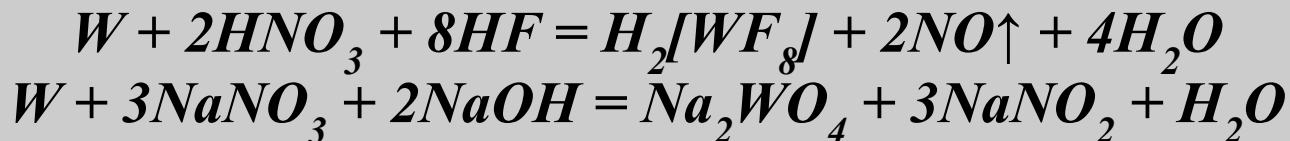
3. У кислотах (нітратна та плавикова) розчиняється тільки при температурі > 100



4. При сплавленні у присутності окисника взаємодіють з лугами.

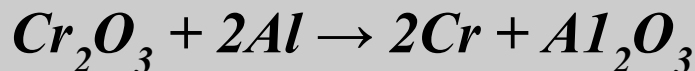


Вольфрам при звичайних умовах стійкий. При нагріванні до 400-500 °C окиснюється на повітрі до WO_2 . З гідрогеном і кислотами не реагує навіть при нагріванні. У розплавах лугів при доступі повітря або окисників розчиняєті ся з утворенням вольфраматів.



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.

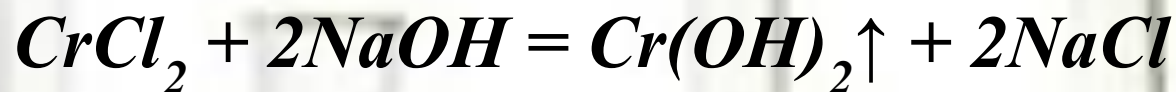
Вольфрам одержують декількома способами:

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

Сполуки хрому

Оксид хрому (II) CrO та гідроксид хрому (II) Cr(OH)_2 проявляють основні властивості та реагують з кислотами і кислотними оксидами.

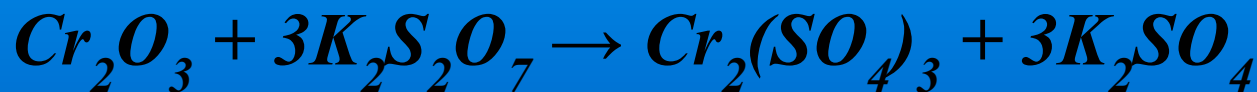
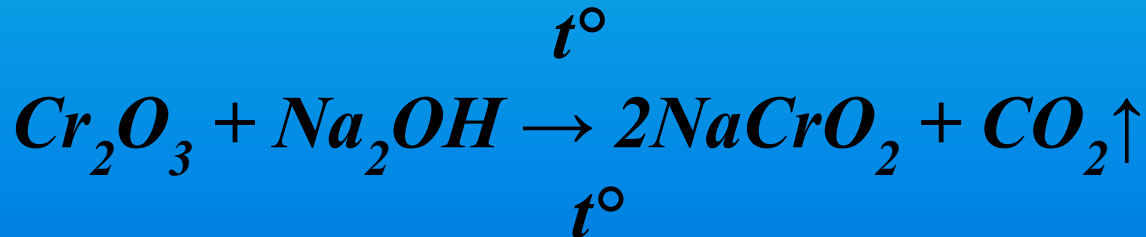
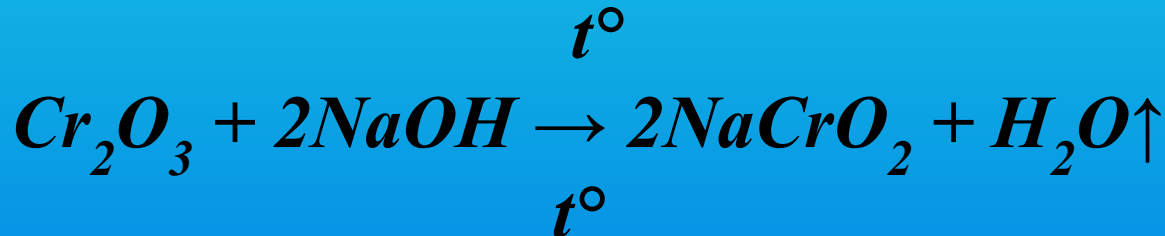
Для отримання гідроксиду хрому (II) використовують реакцію обміну:



Чистий Cr(OH)_2 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 (ІІІ) змінюється, це призводить до зміни забарвлення водних розчинів солей від зеленого до фіолетового.

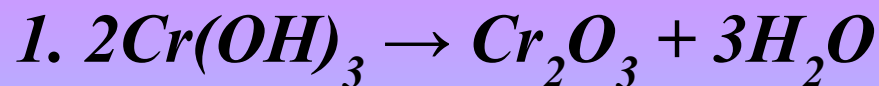
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – темно-зелений

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

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

Одержання Cr_2O_3

t°



t°



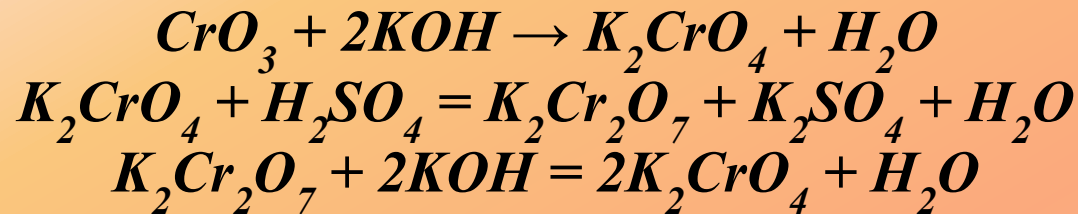
t°



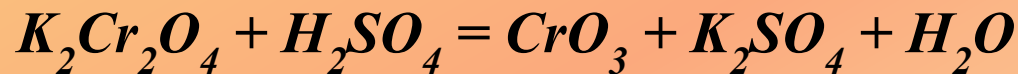
Оксид хрому (VI) CrO_3 :

- яскраво червоні кристали, розчинні у воді;***
- типовий кислотний оксид, утворює хромову кислоту H_2CrO_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 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}Mn	2 стабільних ізотопи: ^{99}Tc і $^{99\text{m}}\text{Tc}$	2 ізотопи: ^{185}Re (37,07%), ^{187}Re (слаборадіо- активний)
Проста речовина	марганець	технецій	реній

Електронна будова атомів

Елемент	Mn	Tc	Re
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	MnO MnO ₂	TcO ₂ Tc ₂ O ₇ Mn ₃ O ₄	ReO ₂ ReO ₃ Re ₂ O ₃
гідроксиди	HMnO ₄	—	HReO ₄
водневі сполуки (гідриди)	—	—	—
сульфіди	MnS	Tc ₂ S ₇	ReS ₂ Re ₂ S ₇
галогеніди	MnCl ₂	—	ReF ₆

Фізичні властивості

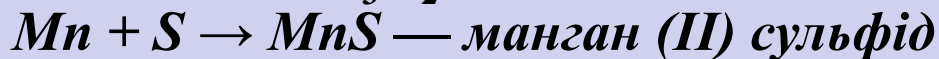
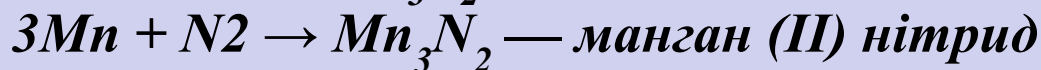
<i>Елемент</i>	<i>Mn</i>	<i>Tc</i>	<i>Re</i>
<i>Порядковий номер</i>	<i>25</i>	<i>43</i>	<i>75</i>
<i>Агрегатний стан</i>	<i>твердий</i>	<i>твердий</i>	<i>твердий</i>
<i>Колір</i>	<i>сріблястий</i>	<i>сріблясто-сірий</i>	<i>сріблястий</i>
<i>Густина, г/см³</i>	<i>7,2</i>	<i>—</i>	<i>20,53</i>
<i>Температура кипіння, °C</i>	<i>2120</i>	<i>4700</i>	<i>5900</i>
<i>Температура плавлення, °C</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*

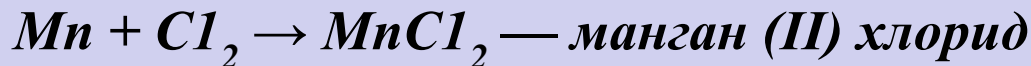
Хімічні властивості

Манган вступає в такі реакції:

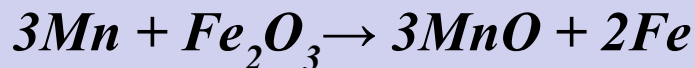
1. Взаємодія з неметалами:



2. Взаємодія з галогенами:



3. Взаємодія з оксидами металів:



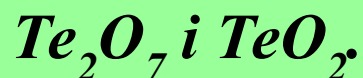
4. Взаємодія з кислотами:



В холодній нітратній кислоті манган пасивується.

Технецій за хімічними властивостями близький до мангану.

1. При взаємодії з киснем утворюються оксиди



2. При взаємодії з галогенами утворюються галогеніди типу



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 $t > 300^\circ\text{C}$: 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.

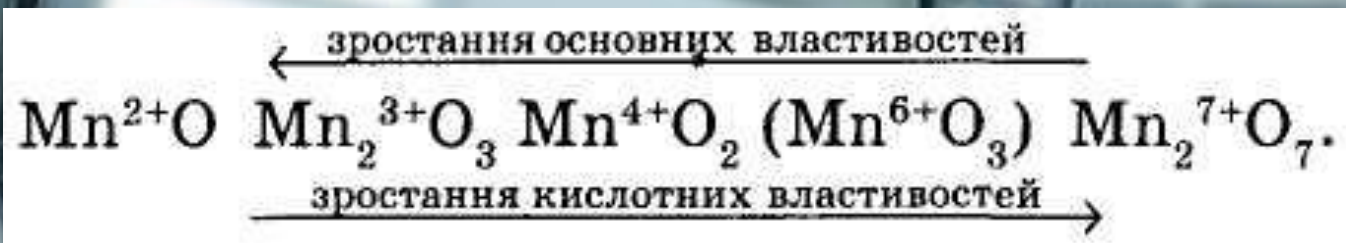
3. У хлоридній кислоті не розчиняється, але розчиняється в нітратній і гарячій сульфатній кислотах.

Окиснюється в лугах.

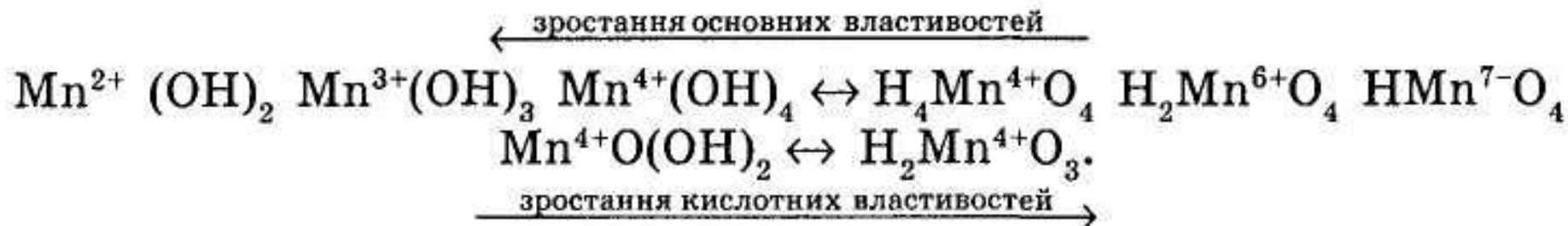
Сполуки мангану

<i>Оксид</i>	<i>окси́ду</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) метаманганітна (метамарганцевиста)</i>	<i>Ортоманганіти 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>

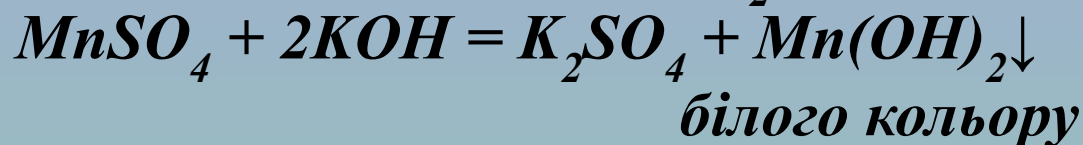
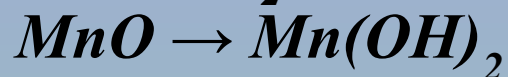
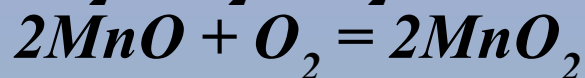
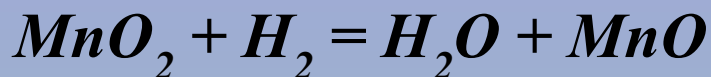
Характер і властивості оксидів і гідроксидів мангану відповідно змінюються в залежності від ступеня окиснення металу:



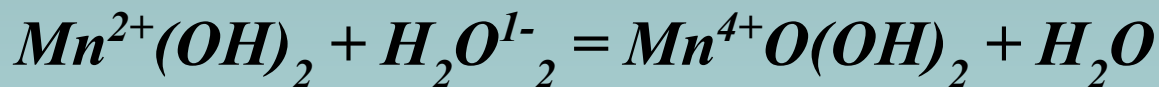
У повній відповідності із властивостями оксидів знаходяться властивості гідроксидів:



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

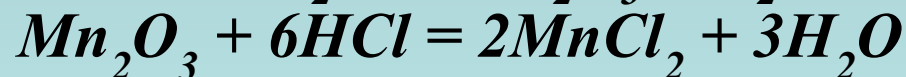


Всі сполуки мангану (II) виявляють тільки відновні
властивості:

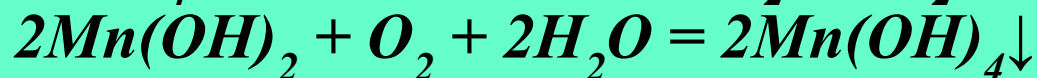
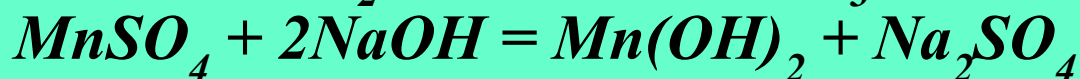
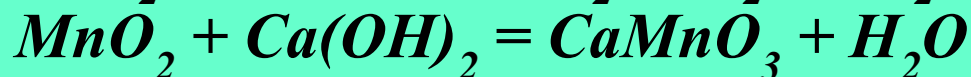


Оксид мангану (III) – Mn_2O_3 – основний оксид чорного
кольору погано розчинний у воді та кислотах.

t°

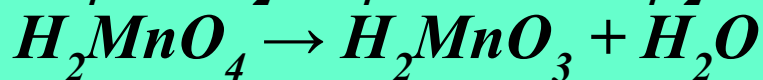
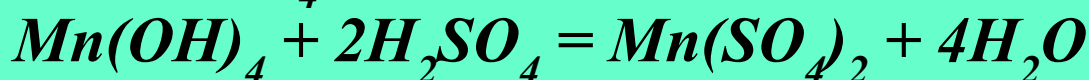


Оксид мангану (IV) - MnO_2 – амфотерний оксид. Кислотні та основні властивості виявлені слабо.



бурий осад

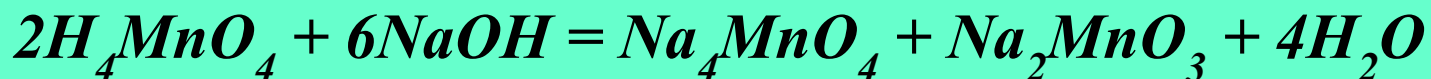
$Mn(OH)_4$ – амфотерний гідроксид



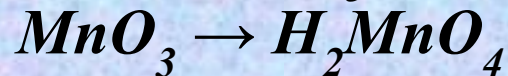
ортоманганатна метамарганатна

кислота

кислота

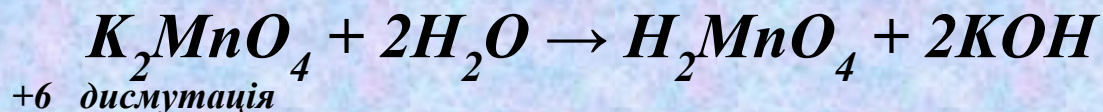


Оксид мангану (VI) – MnO_3 – кислотний оксид



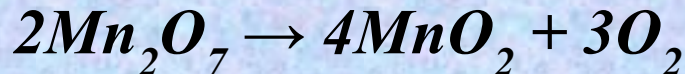
манганатна кислота

гідроліз

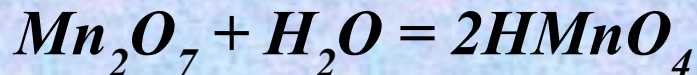


Манганати є сильними окисниками,
відновлюючись у кислому середовищі до Mn^{2+} ,
а у нейтральному та лужному - до $-MnO_2$.

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

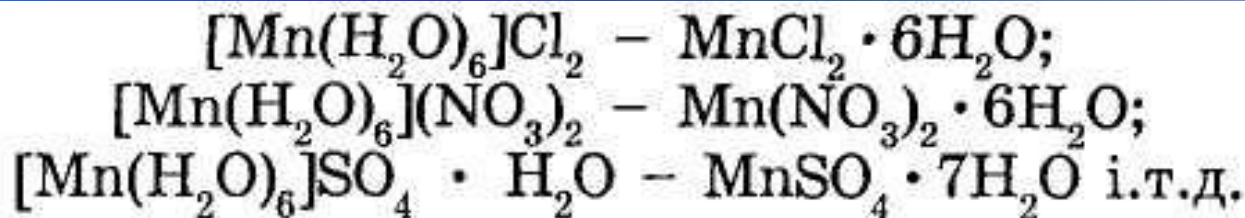


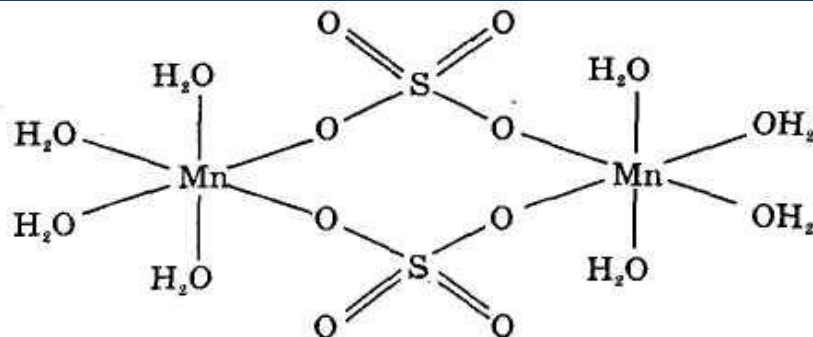
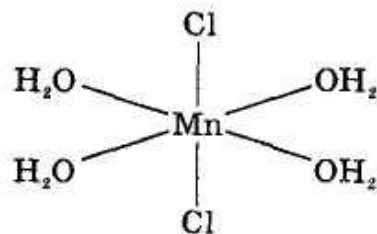
перманганатна кислота

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 $MnSO_4 \cdot 7H_2O$; $MnCl_2 \cdot 4H_2O$; $MnBr_2 \cdot 4H_2O$; $MnI_2 \cdot 4H_2O$; $Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$; $Mn(ClO_4)_2 \cdot 6H_2O$; $Mn_2P_2O_7 \cdot 5H_2O$; $Mn_3(PO_4)_2 \cdot 3H_2O$; $MnHPO_4 \cdot 3H_2O$; $Mn(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$.

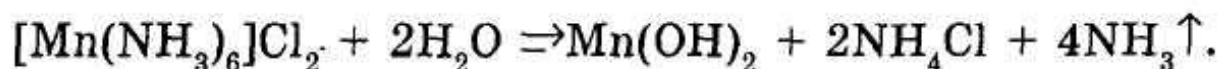
Для маргану комплексоутворення менш характерне, ніж для будь-яких інших d-елементів. Але у водних розчинах Mn^{2+} утворює октаедричний аквакомплекс $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ рожевого забарвлення. Тому цей аквакомплекс слід розглядати як складову структури стійких солей -кристалогідратів:





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

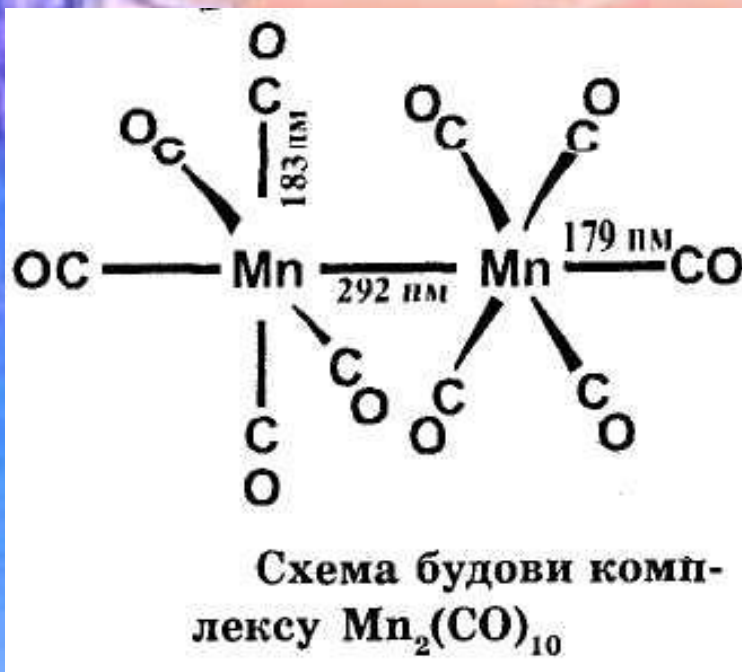
Але більшість комплексів Mn^{3+} повністю стабільні (наприклад $[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ – оксалатний комплекс, $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-}$ – ціанідний комплекс).

Помірно стійкі комплекси з Mn^{2+} і 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 $\text{X} = \text{F}^-$, Cl^-) утворюються під час відновлення KMnO_4 ефіром у середовищі концентрованої соляної або плавикової кислот.

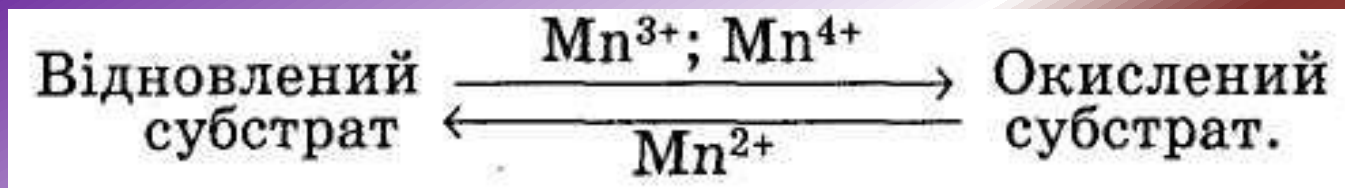
Марган здатний також утворювати комплексні сполуки з CO, де формально його ступінь окислення рівний 0. Карбоніл маргану $Mn_2(CO)_{10}$ діамагнітний, а хімічний зв'язок Mn-CO включає як σ - так і π -зв'язки.



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 Mn^{3+} : браукіту (Mn_2O_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

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

Електронна будова атомів

Елемент	Fe	Co	Ni
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	FeO Fe ₂ O ₃ Fe ₃ O ₄	CoO Co ₂ O ₃	NiO Ni ₂ O ₃
гідроксиди	Fe(OH) ₂ Fe(OH) ₃	Co(OH) ₂ Co(OH) ₃	Ni(OH) ₂ Ni(OH) ₃
водневі сполуки (гідриди)	—	—	—
сульфіди	FeS Fe ₂ S ₃	CoS	NiS
галогеніди	FeCl ₂ FeCl ₃	CoCl ₂	NiCl ₂

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 ³	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.

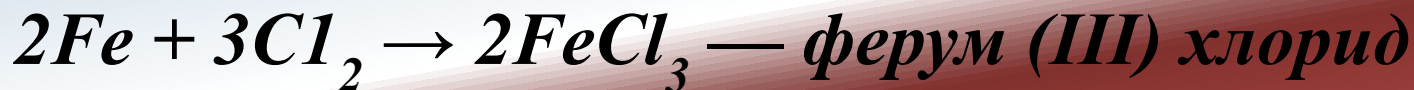
Ферум є відновником середньої активності.

Характерні реакції:

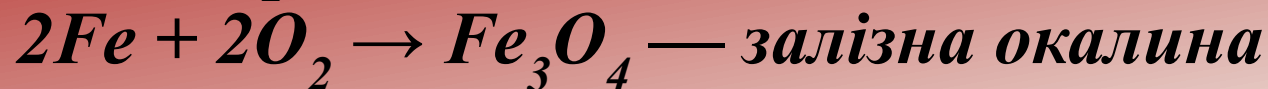
- 1. На повітрі, що містить пари води, вкривається іржею (корозія):*



- 2. Взаємодія із хлором:*



- 3. Взаємодія з неметалами при нагріванні:*

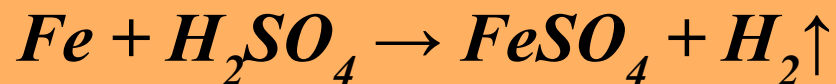


4. Взаємодія з розведеними кислотами

(хлоридною, сульфатною):



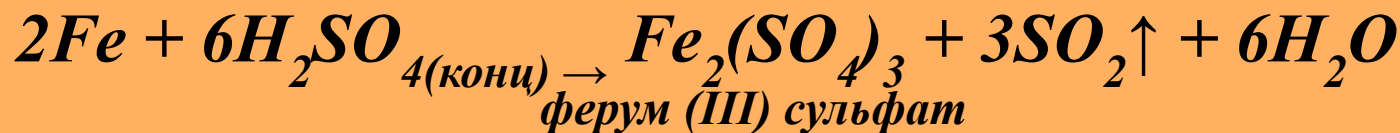
ферум (II) хлорид



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
Фізичні властивості	
Тверда речовина чорного кольору	Тверда порошкоподібна речовина бурого кольору
Одержання	
Відновлення ферум (III) оксиду карбон (II) оксидом при температурі $500\text{ }^{\circ}C$: $Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2FeO + CO_2$	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 $FeO \cdot Fe_2O_3$): $3Fe + 2O_2 \rightarrow FeO \cdot Fe_2O_3$	
Хімічні властивості	
Основний оксид 1. Розчиняється в кислотах: $FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$ 2. Не взаємодіє з водою	Амфотерний оксид 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

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

Солі Феруму

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

Комплексні сполуки феруму

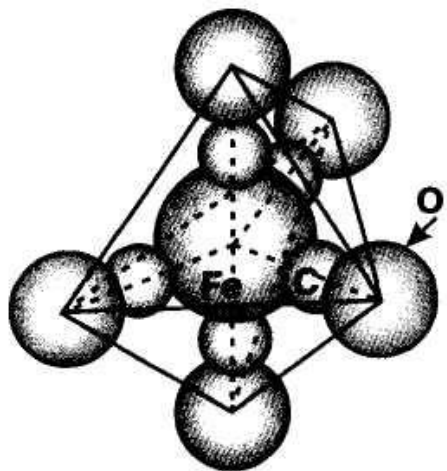
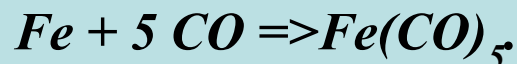


Схема
будови молекули пента-
карбонілу заліза

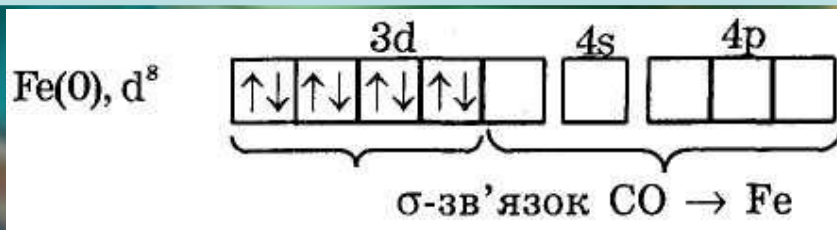
Ферум здатне утворювати сполуки за рахунок лише донорно-акцепторної взаємодії.

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



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

Його молекула має конфігурацію тригональної біпіраміди, що відповідає стану dsp^3 -гібридизації σ -зв'язуючих орбіталей атома заліза:



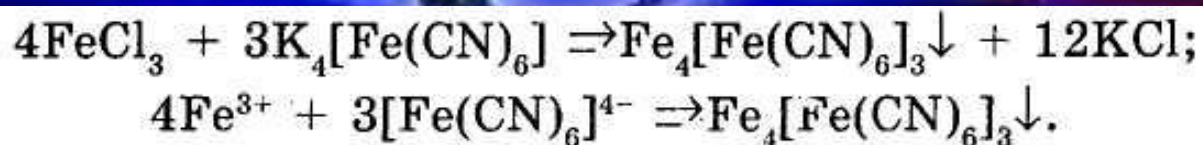
Для карбонілів виконується правило, згідно з яким вони мають такий склад, де неподільні пари електронів CO доповнюють конфігурацію атома металу до будови атома найближчого інертного газу (Kr). Тобто пар повинно бути 5, і цим визначається координаційне число феруму.

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: $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; $[\text{FeCl}_4]^{2-}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; $[\text{Fe}(\text{NCS})_4]^{2-}$; $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NCS})_3]^0$; $[\text{FeEDTA}]^{2-}$; $[\text{FeEDTA}]^{1-}$.

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).

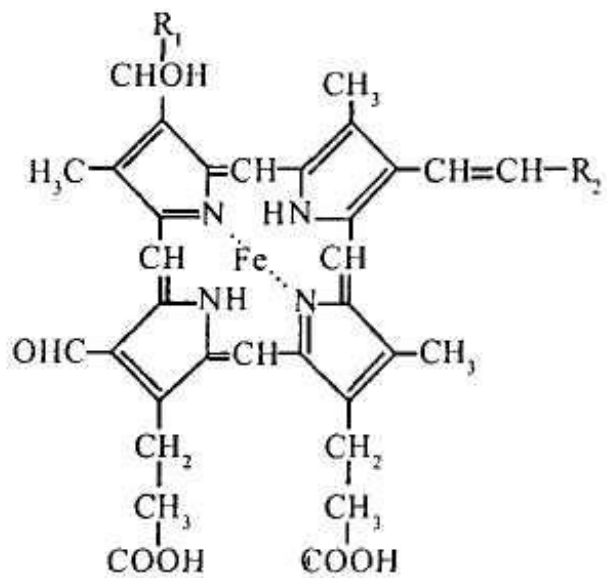
Кобальт застосовується в металургії для одержання міцних сталей. Нікель — для одержання нержавіючих сталей і при нікелюванні посуду. Залізо широко застосовується в металургії для виробництва сталей, а також медичній промисловості, виробництві електроприладів тощо.

Значення для людини

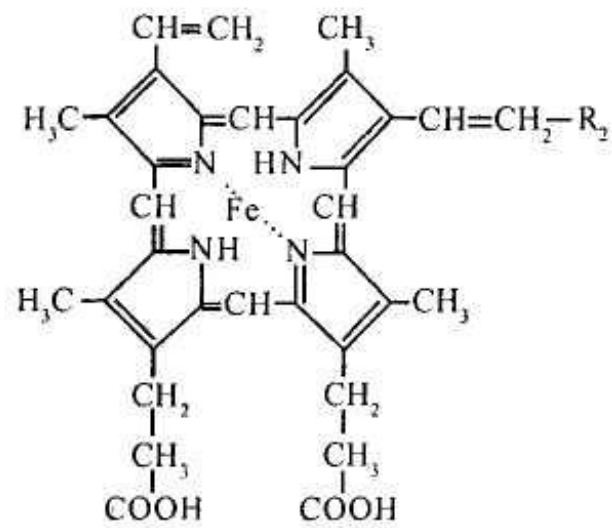
Залізо — необхідний елемент для життєдіяльності організм людини. Бере участь синтезі гемоглобіну, міоглобіну, залізовмісних ферментів.

Нормалізує кровотворення. Нестача викликає анемії.

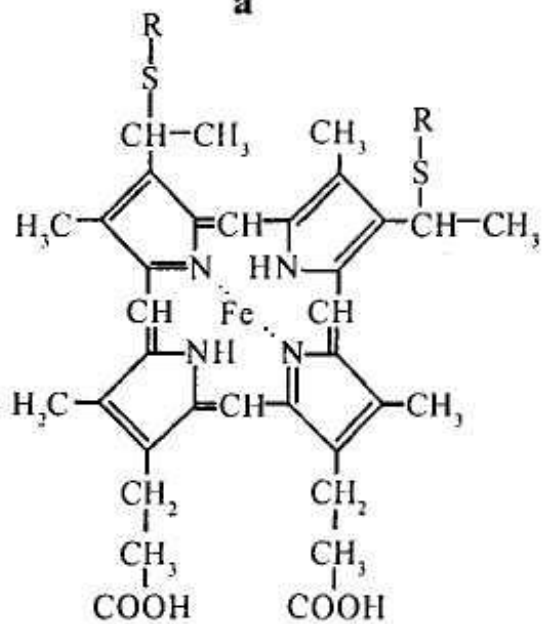
Добова норма Fe становить 0,1-0,6 мг.



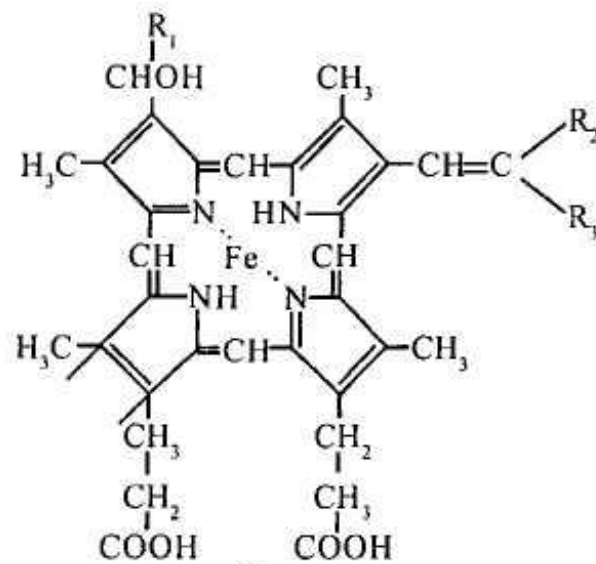
a



b



c



d

Схема будови порфіринів цитохромів a, b, c, d

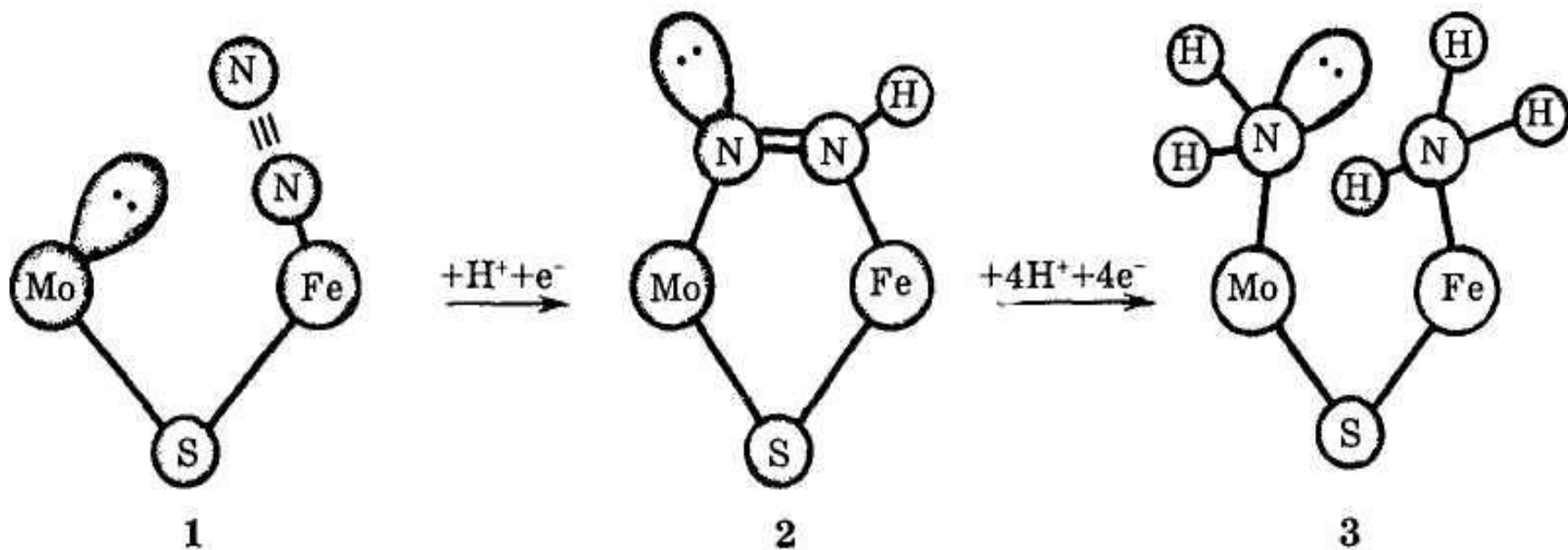


Схема біологічної фіксації азоту [15]:

- 1 – утворення лінійного комплексу Fe- $\text{N}\equiv\text{N}$;
- 2 – утворення двоядерного комплексу Mo-N=N-H-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.