

Лекція за темою «Елементи VIII В групи»

Загальна характеристика елементів VIII В групи

VIII В група періодичної системи є особливою. На відміну від інших груп вона містить по три елементи у кожному періоді. Це металічні елементи, які, по-перше, не мають типових аналогів, а по-друге, не утворюють сполук, ступінь окиснення в яких відповідав би повному числу валентних електронів, а саме — восьми.

До складу VIII В групи входять дев'ять d -елементів, що об'єднуються у **тріаду** (родину) **Феруму** (Fe, Co, Ni) та **платинові метали**, які містять всі інші елементи групи. У свою чергу, базуючись на аналогії властивостей, платинові метали об'єднуються по два (Рутеній Ru — Осмій Os, Родій Rh — Іридій Ir та Паладій Pd — Платина Pt).

Найбільше значення у фармацевтичній та медичній практиці мають метали тріади Феруму.

Характеристика елементів тріади Феруму

Головною причиною об'єднання трьох послідовних елементів в одну групу є схожість їх хімічних властивостей.

Характеристики елементів і простих речовин тріади Феруму

	Fe	Co	Ni
Вміст у земній корі, мас. частка, %	5,1	$3 \cdot 10^{-1}$	$8 \cdot 10^{-1}$
Відносна атомна маса	55,847	58,933	58,70
Валентні електрони	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$
Металічний радіус атома, нм	0,126	0,125	0,124
Умовний радіус іона E^{2+} , нм	0,080	0,078	0,74
Умовний радіус іона E^{3+} , нм	0,067	0,064	0,062
Енергія іонізації $E^0 \rightarrow E^+$, еВ	7,87	7,86	7,63
Відносна електронегативність	1,8	1,8	1,8
Густина, г/см ³	7,87	8,84	8,91
Температура плавлення, °С	1536	1493	1453

Як видно з таблиці, Fe, Co та Ni мають дуже близькі атомні та йонні радіуси, енергію іонізації і відносну електронегативність. Зовнішні електрони їх ізольованих атомів мають однакову будову $4s^2$. При збільшенні заряду ядра атома у цих елементів добудовується $3d$ -підрівень, ступінь заповнення якого майже не впливає на розміри атомів та йонів.

Найбільш типовими для них є ступені окиснення +2, +3. У Феруму ступінь

окиснення +3 більш стійкий, ніж +2, оскільки у даному випадку атом заліза набуває стійку енергетичне вигідну d^5 -електронну конфігурацію. У Кобальта стійкими є сполуки як у ступені окиснення +2, так і +3. Для Ніколу найбільш характерним ступенем окиснення є +2. Для Феруму відома ступінь окиснення +6, яка не характерна для кобальту та нікелю.

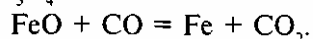
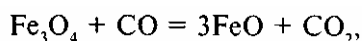
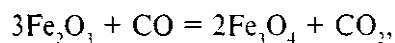
Ферум і Нікол представлені у природі сумішшю великої кількості стабільних ізотопів, а Кобальт містить тільки один важкий природний ізотоп $^{59}_{26}\text{Co}$. Тому атомна маса Нікелю виявилась меншою за атомну масу Кобальту. Слід зазначити, що Д.І. Менделєєв, крім основного критерію розміщення елементів у періодичній системі — величини атомної маси,— використовував закономірність зміни хімічних властивостей відповідних однотипних сполук елементів тріади заліза, що співпадає зі зміною їх валентних електронних конфігурацій.

Розповсюдження в природі та одержання металів тріади Феруму

Ферум — другий за розповсюдженням метал, який поступається лише Алюмінію, і четвертий (після O, Si, Al) за наявністю у земній корі елемент. Інколи у природі зустрічається у вільному стані залізо метеоритного походження. Основні залізні руди: **магнітний залізняк** (магнетит) Fe_3O_4 , **червоний залізняк** (гематит) Fe_2O_3 та **бурий залізняк** (лімоніт) $\text{FeO}(\text{OH})$.

Кобальт і Нікол — малопоширені елементи, їх важливі мінерали: **кобальтовий блиск** (кобальтин) CoAsS та **нікелін** NiAs . Ці мінерали, як правило, зустрічаються разом із сполуками Феруму, Купруму та інших d -елементів у складі поліметалічних руд.

Залізо одержують з руд шляхом карботермічного відновлення оксидів Феруму. Якщо залізо в рудах знаходиться у вигляді сульфідів чи арсенідів, такі руди попередньо зазнають окиснювального випалювання. Зараз головним чином залізо одержують у доменних печах. Хімізм процесів, які при цьому відбуваються, представлено наступними послідовними реакціями:



У ході відновлення залізо насичують вуглицем (3-4 %), внаслідок чого утворюється **чавун**.

З такого чавуну відливають деталі машин, станини верстатів, труби тощо. Чавун, який містить вуглецю близько 6 %, називають передільним і використовують для одержання сталі. Сутність сталеплавильного процесу зводиться до окиснення домішок в чавуні та зниження у ньому вмісту вуглецю.

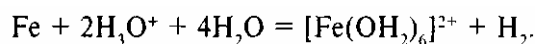
Кобальт і нікель при одержанні переводять із сульфідів та арсенідів у оксиди з наступним їх відновленням. Остаточне одержання та очищення Co і Ni здійснюється електролізом, так як у техніці використовують ці метали вищої чистоти.

Фізичні та хімічні властивості простих речовин

У компактному кристалічному стані залізо, кобальт і нікель — це сріблясто-білі метали, стійкі на повітрі внаслідок утворення захисної оксидної плівки. У дрібнодисперсному стані ці метали **пірофорні** — самозаймаються на повітрі. Всі три метали — **ферромагнетики**, вони притягуються магнітом.

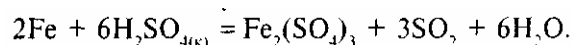
На механічні та фізико-хімічні властивості Fe, Co і Ni значний вплив мають домішки інших елементів. Тому при розгляді їх хімічних властивостей мають на увазі властивості чистих металів.

У електрохімічному ряді напруг залізо, кобальт та нікель розташовані ліворуч від водню (між Zn і Sn), тож вони легко **взаємодіють з розчинами кислот неокисників** з виділенням водню:

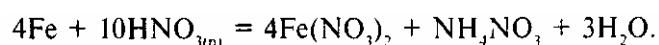


Концентровані H₂SO₄ та HNO₃ пасивують поверхню металів, що дає змогу зберігати і перевозити ці кислоти у залізній тарі.

При нагріванні у концентрованій сульфатній кислоті залізо розчиняється і утворює сполуки зі ступенем окиснення +3:



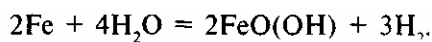
Розведена нітратна кислота окиснює залізо до Fe²⁺:



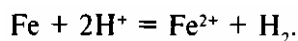
Залізо, кобальт і особливо нікель належать до небагатьох металів, стійких до розчинів і розплавів лугів. Це пов'язано з тим, що їх оксиди майже не виявляють амфотерні властивості.

Чисті метали в компактному стані при кімнатній температурі стійкі по відношенню до води, але у вологому повітрі в нейтральному середовищі

відбувається реакція:

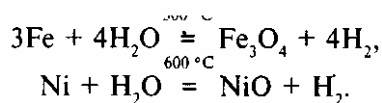


У кислих розчинах (наприклад, у присутності CO_2 і води) утворюється двовалентне залізо:



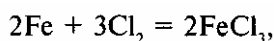
Ці реакції відбуваються на поверхні виробів, виготовлених із заліза, та обумовлюють процес корозії. Внаслідок корозії щорічно втрачається до 20 % добутого заліза.

При значному нагріванні метали тріади заліза активно реагують з водою:



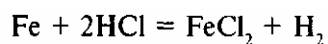
З воднем Fe, Co та Ni не утворюють стехіометричних сполук, але поглинають його в значній кількості. Найбільш активно поглинає водень дрібнодисперсний нікель, який використовують як каталізатор у реакціях гідрування.

При нагріванні елементи тріади заліза досить активні по відношенню до багатьох неметалів: кисню, галогенів, азоту, сірки і багатьох інших. Особливо легко залізо взаємодіє з хлором:

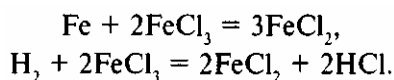


оскільки отриманий FeCl_3 при нагріванні леткий і не утворює на поверхні металу захисної плівки.

Хлорид Феруму (II) FeCl_2 одержують внаслідок взаємодії заліза з хлоридною кислотою:



або відновленням FeCl_3 :



Флуориди даних металічних елементів, на відміну від хлоридів, нелеткі, тому Fe, Co і особливо Ni стійкі до дії фтору. Нікель не руйнується фтором навіть при температурі до кольору жару, тому з нього виготовляють хімічну апаратуру, яка стійка в атмосфері фтору.

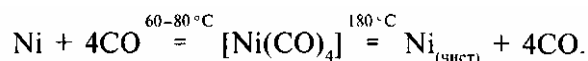
У нульовому ступені окиснення Ферум, Кобальт і Нікол з карбон (II) оксидом утворюють карбоніли: $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]$ і $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

Карбоніли $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ та $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]$ одержують дією CO на дрібнодисперсні метали при підвищеному тиску і нагріванні до 100-200 °С. Дрібнодисперсний нікель вступає в реакцію вже при кімнатній температурі, хоча оптимальною умовою є нагрівання реакційної суміші до 50 °С.

Пентакарбонілферум $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ — жовта летка рідина ($t_{\text{пл}} = -20$ °С, $t_{\text{кип}} = +103$ °С), розчинна у бензені та діетиловому ефірі і нерозчинна у воді. Як ліганд сильного поля, Карбон (II) оксид (CO) спарює валентні електрони атома Феруму, і воно, як акцептор у стані dsp^3 -гібридизації АО, утворює п'ять σ -зв'язків з неподіленими електронними парами молекул CO і чотири π -зв'язки з молекулами CO як донора неподілених електронних пар.

Нікол у нульовому ступені окиснення утворює **тетракарбонілнікол** $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$. У межах теорії валентних зв'язків атомні орбіталі Ni(0) знаходяться у стані sp^3 -гібридизації і є акцепторами чотирьох неподілених електронних пар CO і донорами п'яти неподілених електронних пар, які утворюють π -зв'язки з молекулами CO.

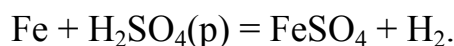
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ - безбарвна рідина ($t_{\text{пл}} = -19,3$ °С, $t_{\text{кип}} = +43$ °С). Тетракарбонілнікол одержують дією CO на порошок нікелю при 60 – 80 °С:



При подальшому нагріванні тетракарбонілнікол розкладається, що використовують для одержання чистого нікелю і його покриття на металах.

Сполуки Феруму (II)

Сполуки Феруму (II) одержують дією на метал кислот-неокисників або розбавлених розчинів кислот-окисників, наприклад:

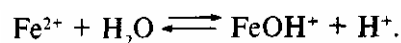


Найбільш важливими сполуками Феруму (II) є його солі. При випарюванні з водних розчинів зазвичай утворюються кристалогідрати зеленого кольору, наприклад: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (**залізний купорос**), $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (**сіль Мора**). Сіль Мора найстійкіша на повітрі. Вона не втрачає воду, мало окиснюється, її використовують для приготування стандартних розчинів Феруму (II).

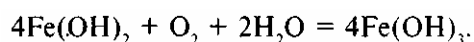
Для Феруму (II) найбільш типовим є **координаційне число 6**, що відповідає октаедричному розташуванню зв'язків у комплексі. В основі більшості кристалогідратів лежить структурна одиниця $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ катіон

гексаакваферуму(II). Навіть у залізному купоросі існує октаедрична симетрія: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ або $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. У координаційну сферу Феруму(II) в $\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, крім чотирьох молекул H_2O , входять іони Cl^- (у транс-положенні) $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_4\text{Cl}_2] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

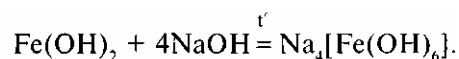
Солі Феруму (II) у водних розчинах гідролізуються:



При додаванні лугів до розчинів, які містять Fe^{2+} , випадає безбарвний осад $\text{Fe}(\text{OH})_2$, який одразу окиснюється у $\text{Fe}(\text{OH})_3$, тому осад швидко темніє:

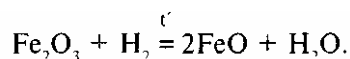


Ферум (II) гідроксид — основа середньої сили, хоча має ознаки амфотерності, їх можна виявити кип'ятінням $\text{Fe}(\text{OH})_2$ з розчином NaOH з масовою часткою 50 % за наявності подрібненого заліза (для створення відновного середовища):

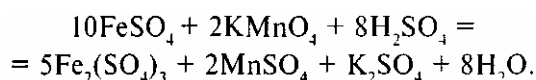


При випарюванні одержаного розчину утворюються кристали натрій гексагідроксоферату (II).

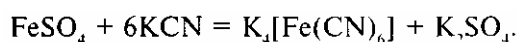
Ферум (II) гідроксиду відповідає **оксид чорного кольору FeO** , який має пірофорні властивості. Зневожуванням $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ферум (II) оксид одержати неможливо, оскільки він є сильним відновником і в умовах прожарювання миттєво окиснюється. Його синтезують, відновлюючи ферум (III) оксид:



Солі Феруму (II) мають відновні властивості. Для їх кількісного визначення в аналітичній практиці використовують реакцію:



Аніонні комплекси Феруму (II) — загалом малостійкі. Найбільш стійким є калій гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Він утворюється при взаємодії:



Міцність $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ пояснюється тим, що CN^- -іони є лігандами сильного поля, які очолюють електрохімічний ряд і утворюють низькоспинові комплекси з внутрішньоорбітальною d^2sp^3 -гібридизацією, стійкість яких досить висока

($K_H = 1 \cdot 10^{-24}$).

$K_4[Fe(CN)_6]$ — жовта кров'яна сіль, її використовують в аналітичній практиці для виявлення йонів Fe^{3+} .

Сполуки Феруму (III)

Сполуки Феруму (III) одержують дією окисників на металічне залізо чи окисненням сполук двовалентного Феруму.

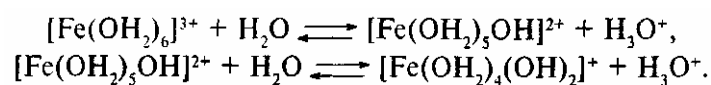
Найбільш поширеними сполуками Феруму (III) є: оксид Fe_2O_3 , гідрат оксиду $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$; солі $FeCl_3 \cdot 6H_2O$, $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 10H_2O$, $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$, $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — залізо-амонійні галуни.

Координаційні числа $Fe(III)$ дорівнюють 6, рідше — 4, що відповідає октаедричному та тетраедричному комплексу.

У водному розчині солі Феруму (III) утворюють гексааквакомплекс $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$ червоно-бурого кольору. Інтенсивність забарвлення змінюється в залежності від ступеня гідролізу.

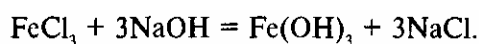
Солі Феруму (III) гідролізовані сильніше, ніж солі Феруму (II). По-перше, це пов'язано з тим, що ферум (III) гідроксид, якому відповідає сіль, є більш слабкою основою, ніж $Fe(OH)_2$, а значить його сіль сильніше гідролізується, по-друге, катіон Fe^{3+} сильніше поляризує молекули води, що його оточують, ніж катіон Fe^{2+} .

Внаслідок гідролізу водні розчини солей $Fe(III)$ мають сильноокислу реакцію. Механізм гідролізу солей Феруму (III) — дуже складний, тому за допомогою рівнянь реакцій зображують цей процес схематично:



Тільки у сильно кислих розчинах ($pH < 1$) гідроліз солей Феруму (III) пригнічується. Додаванням лугу чи тривалим кип'ятінням водних розчинів гідроліз можна довести до кінця. Внаслідок полімеризації продуктів гідролізу утворюються багатоядерні комплекси, які виділяються з розчинів у вигляді червоно-коричневої колоїдної маси, якій відповідає формула $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$.

$Fe(OH)_3$ одержують дією лугу на розчини солей Феруму (III):

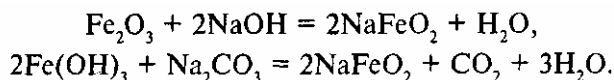


Ферум (III) гідроксид — слабка основа. Але в зв'язку з тим, що аніонні комплекси $Fe(III)$ стійкіші і легше утворюються, ніж аналогічні комплекси $Fe(II)$,

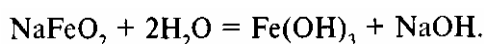
свіжоприготований $\text{Fe}(\text{OH})_3$ розчиняється у концентрованих лугах, виявляючи тим самим **амфотерні властивості**:



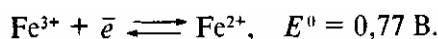
При сплавленні Fe_2O_3 чи $\text{Fe}(\text{OH})_3$ з лугами чи карбонатами лужних металічних елементів утворюються **ферити**:



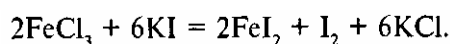
Дією води ферити повністю гідролізуються:



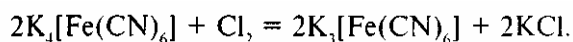
Сполуки Феруму (III) під дією сильних відновників, таких як SO_3^{2-} , $[\text{SnCl}_4]^{2-}$, H_2S , проявляють окиснювальні властивості.



Внаслідок окиснювальної дії $\text{Fe}(\text{III})$ його йодид нестійкий. При спробі одержати FeI_3 у розчині за обмінним механізмом відбувається окисно-відновний процес:



У зв'язку з тим, що аніонні комплекси Феруму (III) міцніші за аналогічні комплекси Феруму (II), їх набагато більше. Серед аніонних комплексів Феруму (III) особливо стійкий калій гексаціаноферат (III) ($K_{\text{H}} = 1 \cdot 10^{-31}$). Його одержують окисненням жовтої кров'яної солі:

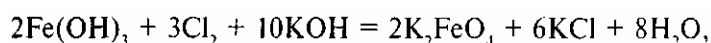


$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — **червона кров'яна сіль**, її використовують в аналітичній хімії як реактив на йони Fe^{2+} .

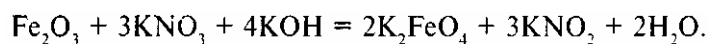
Хімічні властивості сполук Феруму (VI)

На відміну від Кобальту та Ніколу, для Феруму відомі сполуки зі ступенем окиснення +6. Це головним чином солі гіпотетичної **залісної кислоти H_2FeO_4 — ферати складу M_2FeO_4** . Існує декілька способів їх одержання.

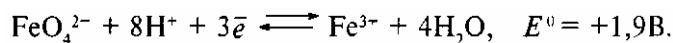
Оскільки йон FeO_4^{2-} досить стійкий тільки у лужних розчинах, а в нейтральному чи кислому середовищі розкладається, одержання натрій чи калій ферату відбувається у лужному середовищі окисненням сполук Феруму (III) хлором чи бромом:



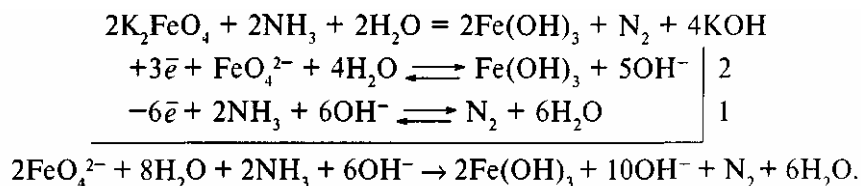
або внаслідок сплавлення твердих реагентів:



Ферати — це червоно-фіолетові кристалічні речовини. Вони мають сильні окиснювальні властивості, які перевершують такий сильний окисник, як калій перманганат:



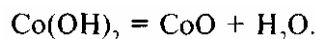
Калій ферат може окиснювати NH_3 до N_2 , Cr (III) до $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, наприклад:



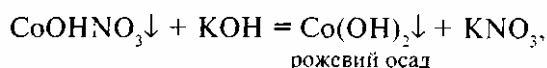
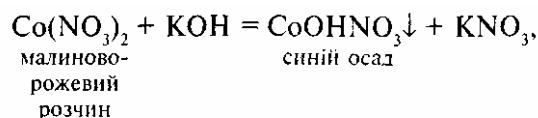
Важливі сполуки Кобальту і Ніколу

Для Кобальту і Ніколу найбільш характерний ступінь окиснення +2. Головними представниками цього ряду сполук є: оксиди CoO і NiO , відповідні їм гідроксиди $\text{Co}(\text{OH})_2$ і $\text{Ni}(\text{OH})_2$ та солі типу CoCl_2 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, CoSO_4 , NiCl_2 , NiSO_4 .

Оксиди Кобальту (II) CoO (сіро-зелені кристали) та Ніколу (II) NiO (зелені кристали) одержують взаємодією простих речовин або термічним розкладом гідроксидів $\text{Co}(\text{OH})_2$ і $\text{Ni}(\text{OH})_2$, наприклад:



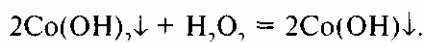
У зв'язку з тим, що оксиди Кобальту (II) і Ніколу (II) малорозчинні у воді, відповідні їм гідроксиди утворюються дією лугів на розчини їх солей. При поступовому додаванні лугу до забарвлених у малиново-рожевий колір розчинів солей $\text{Co}(\text{II})$ колір розчину декілька разів змінюється:



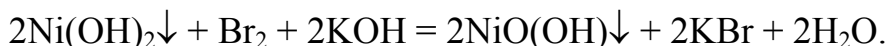
При підкисленні синього розчину калій тетрагідроксокобальтату (II) хлоридною кислотою зміна забарвлення відбувається у зворотньому напрямку, що є підтвердженням амфотерності $\text{Co}(\text{OH})_2$. У лугах $\text{Ni}(\text{OH})_2$ розчиняється погано. Це свідчить про відсутність у $\text{Ni}(\text{OH})_2$ амфотерних властивостей.

Похідні Кобальту (III) та Ніколу (III) одержують із сполук $\text{Co}(\text{II})$ і $\text{Ni}(\text{II})$. Так,

кобальт (III) гідроксид утворюється при окисненні Co(OH)_2 гідроген пероксидом:



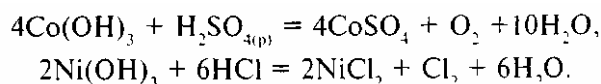
Нікол (II) гідроксид можна окиснити лише такими сильними окисниками, як Br_2 чи KBrO :



Зсув рівноваги праворуч відбувається внаслідок низької розчинності гідроксиду Ni(OH)_3 , яка зменшується у зв'язку зі старінням і утворенням метагідроксиду NiO(OH) .

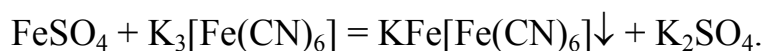
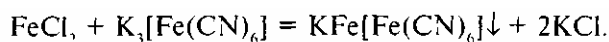
Гідроксиди Co(OH)_3 та Ni(OH)_3 мають сильні окиснювальні властивості.

При спробі одержати солі Co (III) та Ni (III) підкисленням відповідних гідроксидів відбувається їх відновлення до $\text{E}(+2)$:



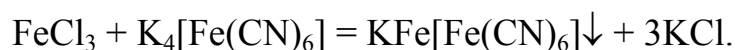
Реакції якісного виявлення йонів Феруму (II)

Йони Fe^{2+} утворюють з розчином калій гексаціаноферату (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червоної кров'яної солі) синій осад **турнбулевої сині**:



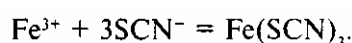
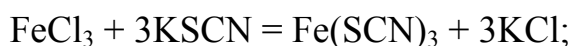
Виявлення йонів Феруму (III)

Йони Fe^{3+} утворюють з розчином калій гексаціаноферату (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовтої кров'яної солі) синій осад **берлінської лазурі**:



У кристалічній структурі $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ обидва атоми Феруму (+2 та +3) знаходяться в октаедричному ціанідному оточенні і кожний ціанід-іон зв'язаний з обома іонами заліза одночасно. Тому, як показали дослідження, **турнбулева синь та берлінська лазур повністю ідентичні $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.**

Утворення ферум (III) роданіду. Йони Fe^{3+} утворюють з розчинами калій роданіду або амоній роданіду забарвлений у криваво-червоний колір ферум (III) роданід $\text{Fe}(\text{SCN})_3$:

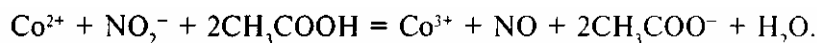


У присутності надлишку роданід-іонів утворюються йони $[\text{Fe}(\text{SCN})_4]^-$ чи

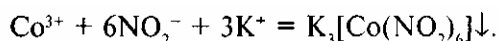
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$. Ця реакція дуже чутлива, і тому забарвлення з'являється при дуже малій концентрації Fe^{3+} .

Виявлення іонів Кобальту (II)

Йони Co^{2+} окиснюються в оцтовокислому середовищі нітрит-іонами:



Co^{2+} , який при цьому утворюється, з надлишком нітрит-іонів в присутності іонів K^+ утворює жовтий осад калій гексанітрокобальтату (III):



Біологічна роль і використання в медицині сполук Феруму, Кобальту та Ніколу

Ферум має велике біологічне значення. Загальна його масова частка в організмі людини складає $1 \cdot 10^{-5} \%$, це близько 4-5 г, в тому числі 60-73 % у складі гемоглобіну, а також у дихальних ферментах цитохромах, які приймають участь у переносі електронів. Добова потреба організму у Ферумі складає 15-20 мг. Загальна його кількість потрапляє в організм людини з рослинною їжею та м'ясом.

Головна функція Феруму полягає в тому, що воно у складі гемоглобіну приймає участь в переносі кисню від органів дихання до тканин і карбон (II) оксиду від тканин до дихальних органів. Гемоглобін складається з білкової частини (глобіну) та залізопорфірину — гему, в якому Ферум знаходиться у ступені окиснення +2. Процес переносу кисню не супроводжується окисненням Феруму.

При втраті крові, вагітності, пологах і менструаціях потреба у залізі перевищує кількість, яку людина отримує з їжею. Нестача заліза в організмі може привести до залізодефіцитної анемії (недокрів'я) — стану, який характеризується зменшенням кількості еритроцитів та гемоглобіну крові.

Препарати Феруму широко використовують в медичній практиці як протианемічні засоби. Основою таких препаратів як фероплекс, феромед, ферлецид та фероградумент є ферум (II) сульфат в комплексі з фолієвою та аскорбіновою кислотою, вітамінами та вуглеводами, які сприяють його засвоєнню. Провізор, відпускаючи хворому вищезазначені препарати, повинен попередити, що такі продукти харчування, як яйця та молодко перешкоджають процесу засвоєння Феруму.

Кобальт — мікроелемент, який різнобічне впливає на життєві процеси організму людини: на білковий, жировий, вуглеводний та мінеральний обміни. Кобальт у вигляді **вітаміну В₁₂** (ціанкобаламіну) приймає участь у синтезі гемоглобіну, і його нестача викликає важку анемію. Найбільш багатий вітаміном В₁₂ такий харчовий продукт, як печінка тварин. Радіоактивний кобальт ⁶⁰Со (у вигляді кобальтової гармати) використовують у медицині для лікування злоякісних пухлин. При надлишку Кобальту він стає токсичним. Тому на деяких іграшках, у виробництві яких використовують кобальтомісні барви, позначають «для дітей не молодше 3-х років!».

Добова потреба організму у **Ніколу** всього 0,63 мг, але цей елемент навіть у малих дозах приймає участь у процесах кровотворення, впливає на вуглеводний обмін, каталізує розщеплення сечовини на NH₃ та CO₂. Механізм дії Ніколу на біологічні процеси остаточно не з'ясований.