

Химия d-элементов

**Общая характеристика
элементов VIII группы.
Семейство железа.**

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	H 1.008 ВОДОРОД																He 4.003 ГЕЛИЙ	2
2	2	Li 6.941 ЛИТИЙ	Be 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	B 10.811 БОР	C 12.011 УГЛЕРОД	N 14.007 АЗОТ	O 15.999 КИСЛОРОД	F 18.998 ФТОР	Ne 20.179 НЕОН										10
3	3	Na 22.99 НАТРИЙ	Mg 24.312 МАГНИЙ	Al 26.982 АЛЮМИНИЙ	Si 28.086 КРЕМНИЙ	P 30.974 ФОСФОР	S 32.064 СЕРА	Cl 35.453 ХЛОР	Ar 39.948 АРГОН										18
4	4	K 39.102 КАЛИЙ	Ca 40.08 КАЛЬЦИЙ	Sc 44.956 СКАНДИЙ	Ti 47.88 ТИТАН	V 50.941 ВАНАДИЙ	Cr 51.996 ХРОМ	Mn 54.938 МАРГАНЕЦ	Fe 55.849 ЖЕЛЕЗО	Co 58.933 КОБАЛЬТ	Ni 58.7 НИКЕЛЬ								
	5	Cu 63.546 МЕДЬ	Zn 65.37 ЦИНК	Ga 69.72 ГАЛЛИЙ	Ge 72.59 ГЕРМАНИЙ	As 74.922 АРСЕН	Se 78.96 СЕЛЕН	Br 79.904 БРОМ	Kr 83.8 КРИПТОН										
5	6	Rb 85.468 РУБИДИЙ	Sr 87.62 СТРОНЦИЙ	Y 88.906 ИТРИЙ	Zr 91.22 ЦИРКОНИЙ	Nb 92.906 НИОБИЙ	Mo 95.94 МОЛИБДЕН	Tc 98 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 101.07 РУТЕНИЙ	Rh 102.905 РОДИЙ	Pd 106.4 ПАЛЛАДИЙ								
	7	Ag 107.868 СЕРЕБРО	Cd 112.41 КАДМИЙ	In 114.82 ИНДИЙ	Sn 118.69 ОЛОВО	Sb 121.75 СУРЬМА	Te 127.6 ТЕЛЛУР	I 126.905 ИОД	Xe 131.3 КСЕНОН										
6	8	Cs 132.905 ЦЕЗИЙ	Ba 137.34 ВАРИЙ	La-71 ЛАНТАНОИДЫ	Hf 178.49 ГАФНИЙ	Ta 180.948 ТАНТАЛ	W 183.85 ВОЛЬФРАМ	Re 186.207 РЕНИЙ	Os 190.2 ОСМИЙ	Ir 192.22 ИРИДИЙ	Pt 195.09 ПЛАТИНА								
	9	Au 196.967 ЗОЛОТО	Hg 200.59 РУТУТЬ	Tl 204.37 ТАЛЛИЙ	Pb 207.19 СВИНЕЦ	Bi 208.98 ВИСМУТ	Po 209 ПОЛОНИЙ	At 210 АСТАТ	Rn 222 РАДОН										
7	10	Fr 223 ФРАНЦИЙ	Ra 226 РАДИЙ	Ac-103 АКТИНОИДЫ	Rf 261 РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 262 ДУБИЙ	Sg 263 СИБОРГИЙ	Bh 264 БОРИЙ	Hn 265 ХАНИЙ	Mt 266 МЕЙТНЕРИЙ									
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR											



- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La 138.906 ЛАНТАН	58 Ce 140.12 ЦЕРИЙ	59 Pr 140.908 ПРАЗЕОДИЙ	60 Nd 144.24 НЕОДИМ	61 Pm [145] ПРОМЕТИЙ	62 Sm 150.4 САМАРИЙ	63 Eu 151.96 ЕВРОПИЙ	64 Gd 157.25 ГАДОЛИНИЙ	65 Tb 158.928 ТЕРБИЙ	66 Dy 162.5 ДИСПРОЗИЙ	67 Ho 164.93 ГОЛЬМИЙ	68 Er 167.26 ЭРБИЙ	69 Tm 168.934 ТУЛЬИЙ	70 Yb 173.04 ИТТЕРБИЙ	71 Lu 174.97 ЛЮТЕЦИЙ
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

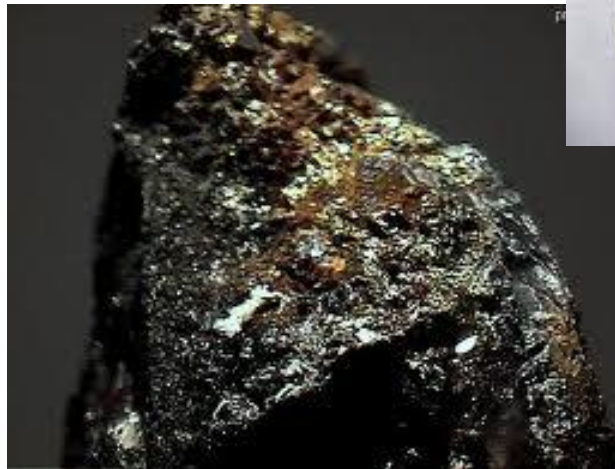
А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac [227] АКТИНИЙ	90 Th 232.038 ТОРИЙ	91 Pa 231 ПРОТАКТИНИЙ	92 U 238.029 УРАН	93 Np [237] НЕПУТЕНИЙ	94 Pu [244] ПУЛТУНИЙ	95 Am [243] АМЕРИЦИЙ	96 Cm [247] КЮРИЙ	97 Bk [247] БЕРКЛИЙ	98 Cf [251] КАЛЬФОРНИЙ	99 Es [254] ЭЙЗЕНБЕРГЕРИЙ	100 Fm [257] ФЕРМИЙ	101 Md [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	102 No [259] НОБЕЛИЙ	103 Lr [260] ЛОУРЕНСИЙ
----------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	--	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

Побочная подгруппа 8 группы периодической системы охватывает три триады d – элементов.

Первую триаду образуют элементы:

Fe,
Co,
Ni.



Вторую триаду образуют элементы:

Ru (рутений),

Rh (родий),

Pd (палладий).



Третью триаду:

Os (осмий),

Ir (иридий),

Pt (платина).



Общая электронная формула:



VIII B 1	VIII B 2	VIII B 3
Fe [Ar] $4s^2 3d^6$	Co [Ar] $4s^2 3d^7$	Ni [Ar] $4s^2 3d^8$
Ru [Kr] $5s^1 4d^7$	Rh [Kr] $5s^1 4d^8$	Pd [Kr] $5s^0 4d^{10}$
Os [Xe, $4f^{14}$] $6s^2 5d^6$	Ir [Xe, $4f^{14}$] $6s^2 5d^7$	Pt [Xe, $4f^{14}$] $6s^1 5d^9$

Степени окисления

Рост уст. высш. ст.ок.




VIII B 1	VIII B 2	VIII B 3
Fe II, III (I-IV,VI,VIII)	Co II, III (I-IV)	Ni II (I-IV)
Ru II, IV (I-VIII)	Rh III (I-IV,VI)	Pd II (I-IV)
Os VIII (II-VIII)	Ir III, IV (I-VI)	Pt II, IV (I-IV)




Рост устойчивости низших ст.ок.

Электроотрицательность

Zn
1,66



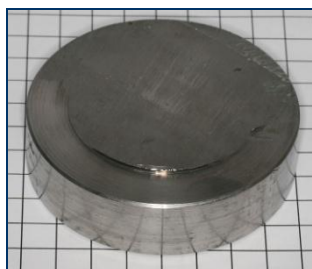
Cd
1,46



VIII B 1	VIII B 2	VIII B 3
Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35
Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44

Простые вещества

Fe	Co	Ni	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
Семейство железа			Семейство платины					
Температуры плавления, °С								
1539	1495	1455	2607	1963	1554	3027	2443	1772



Железо



Кобальт



Никель



Платина

Рутений



АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

Fe	Co	Ni	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
В ЭХРН:								
E°, В M ²⁺ /M			E°, В Ru ²⁺ /Ru	E°, В Rh ³⁺ /Rh	E°, В Pd ²⁺ /Pd			
-0,41	-0,28	-0,23	+0,45	+0,86	+0,99	—	—	—
M + 2H ₃ O ⁺ = = M ²⁺ + H ₂ ↑ + 2H ₂ O			M + H ₃ O ⁺ ≠					



Осмий



Родий

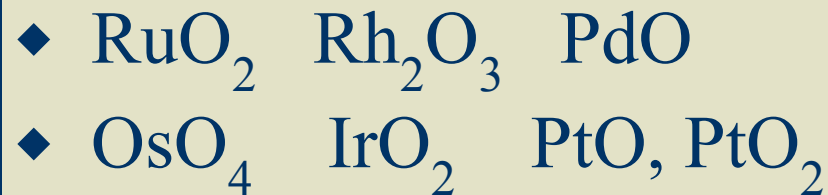


Палладий

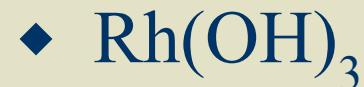
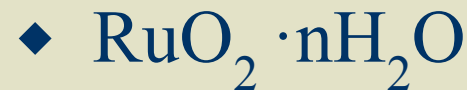
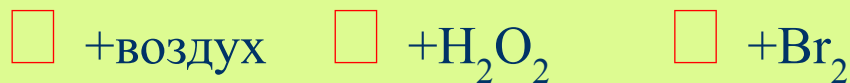
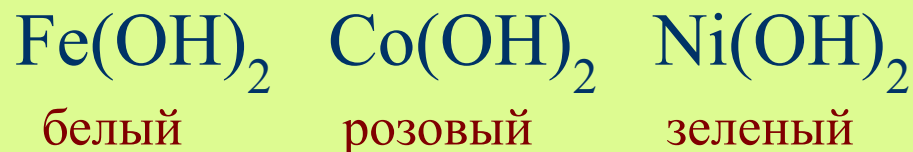


Иридий

Оксиды



Гидроксиды



Комплексные соединения

	КЧ	Примеры		КЧ	Примеры
Fe ^{II}	6	[Fe(H ₂ O) ₆] ²⁺	Ru ^{IV}	6	[RuCl ₆] ²⁻
Fe ^{III}	6	[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	Rh ^{III}	6	[RhCl ₆] ³⁻
Co ^{II}	4	[CoCl ₄] ²⁻	Pd ^{II}	4	[Pd(H ₂ O) ₄] ²⁺
Co ^{II}	6	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	Os ^{VIII}	6	[OsO ₄ (OH) ₂] ²⁻
Co ^{III}	6	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	Ir ^{IV}	6	[IrCl ₆] ²⁻
Ni ^{II}	4	[Ni(CN) ₄] ²⁻	Pt ^{II}	4	[Pt(NH ₃) ₂ Cl ₂] ⁰
Ni ^{II}	6	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	Pt ^{IV}	6	[PtCl ₆] ²⁻

Особые свойства

- ◆ $3 \text{Pt} + 4\text{HNO}_3 + 18\text{HCl} \rightarrow$
 $\rightarrow 3 \text{H}_2[\text{Pt}^{\text{IV}}\text{Cl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
- ◆ Металлы VIIIВ-группы активно поглощают водород.
- ◆ 1 объем Pd поглощает ок. 900 объемов H_2 .
- ◆ Pd и Pt – катализаторы гидрирования в органическом синтезе.

Распространение в природе и важнейшие минералы



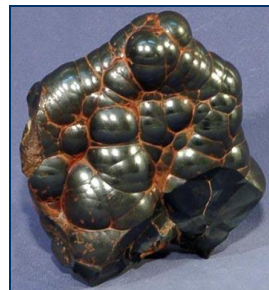
Железо
самородное

- ◆ 4. Fe – 4,65%
- ◆ 22. Ni – 0,015%
- ◆ 30. Co – 0,0037%
- ◆ 71. Ru
- ◆ 72. Os
- ◆ 73. Pd
- ◆ 76. Pt
- ◆ 79. Ir
- ◆ 80. Rh

Редкие рассеянные
элементы

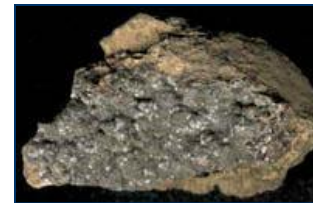


ЛИМОНИТ



Гематит

- ◆ Гематит Fe_2O_3
- ◆ Магнетит $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$
- ◆ Гётит $\text{FeO}(\text{OH})$
- ◆ Сидерит FeCO_3
- ◆ Лимонит $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$



Сидерит



Гётит



Пирит



Пирротин



Пентландит



Эритрин

- ◆ Пирротин $Fe_{0,877}S$
- ◆ Пирит FeS_2
- ◆ Смальтин $(Ni,Co,Fe)As_2$
- ◆ Кобальтин $CoAsS$
- ◆ Арсенопирит $NiAsS$
- ◆ Никелин $NiAs$
- ◆ Хлоантит $(Co,Ni)As_2$
- ◆ Пентландит $(Fe,Ni)_9S_8$



Хлоантит



Гарниерит

- ◆ Эритрин $Co_3(AsO_4)_2 \cdot 8H_2O$
- ◆ Гарниерит $(Mg,Ni)_6(Si_4O_{10})(OH)_8$
- ◆ Платиновые металлы: самородные сплавы.



Арсенопирит



Никелин

Семейство железа: Fe, Co и Ni

Простые в-ва:

- ◆ пиррофорность высокодисперсн. порошков, получаемых по р-ции (способность твёрдого материала в мелкораздробленном состоянии к самовоспламенению на воздухе при отсутствии нагрева.):



- ◆ В кислотах-окисл. на холоду Fe, Co и Ni пассивируются.
- ◆ Склонность к коррозии (только железо):



Химические свойства Fe, Co и Ni

восст. св-ва падают

Взаимодействие с O₂:

- ◆ $\text{Fe} + \text{O}_2 (150\text{ }^\circ\text{C}) \rightarrow \ll \text{Fe}_3\text{O}_4 \gg \equiv (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$
- ◆ $\text{Co} + \text{O}_2 (900\text{ }^\circ\text{C}) \rightarrow \ll \text{Co}_3\text{O}_4 \gg \equiv (\text{Co}^{\text{II}}\text{Co}_2^{\text{III}})\text{O}_4$
- ◆ $\text{Ni} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NiO}$

В ЭХРН: Ga, Fe, Cd ... Co, Ni ... Sn... H

Взаимодействие с кислотами-неокислителями:

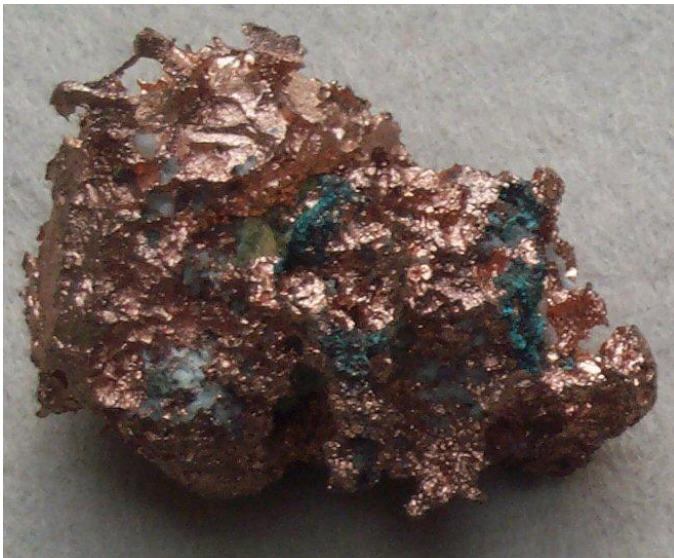
- ◆ $\text{M} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
- С конц. р-рами щелочей (Fe, Co):
- ◆ $\text{M} + 2\text{OH}^- + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{M}(\text{OH})_4]^{2-} + \text{H}_2\uparrow$



Семейство железа :

- ◆ $\text{Fe} [\text{Ar}] 4 s^2 3d^6 \Rightarrow$ Максимальное число валентных электронов 6
- ◆ $\text{Co} [\text{Ar}] 4 s^2 3d^7 \Rightarrow$ Максимальное число валентных электронов 5
- ◆ $\text{Ni} [\text{Ar}] 4 s^2 3d^8 \Rightarrow$ Максимальное число валентных электронов 4

Железо один из наиболее распространенных элементов в земной коре (4,65%). Встречается в виде скоплений железных руд, и очень редко встречается самородное железо. Находится в природе в свободном состоянии только в метеоритах.



Железо входит в состав следующих минералов:

- ◆ Fe_2O_3 ⇒ красный железняк
- ◆ $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ⇒ бурый железняк
- ◆ Fe_3O_4 ⇒ магнитный железняк
- ◆ FeCO_3 ⇒ шпатовый железняк
- ◆ FeS_2 ⇒ железный колчедан
(пирит)

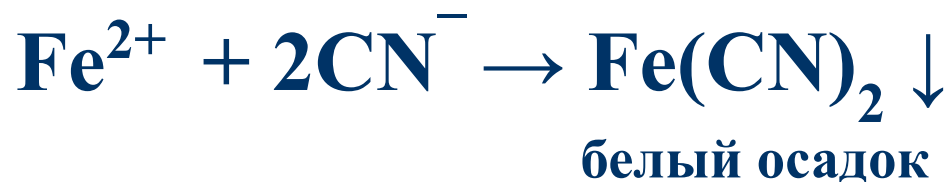


Fe(II) может образовывать комплексные соединения.

Координационное число для Fe (II) = 6.

При растворении в воде солей Fe (II) образуется $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ - октаэдрический комплексный катион.

При взаимодействии :



который в избытке CN^- растворяется:



Наиболее широко применяется

$K_4 [Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$ – желтая кровяная соль.

Она служит реактивом для качественного обнаружения Fe^{3+} .



интенсивно синего цвета осадок, мало растворим,

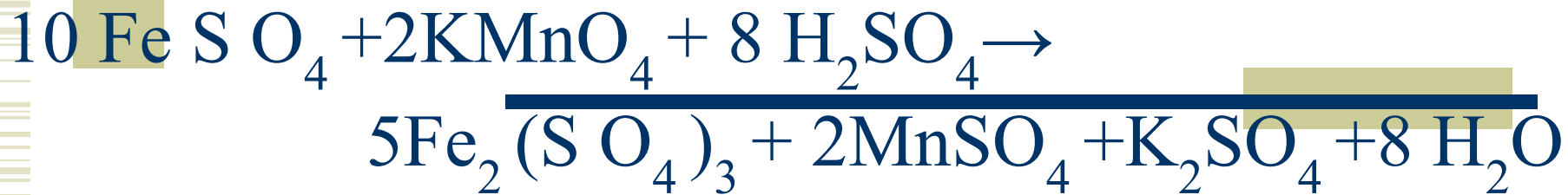
берлинская лазурь



Известно комплексное соединение

$[Fe(NH_3)_6] Cl_2$ устойчивое в твердом состоянии.

Соли Fe(II) – восстановители.



Эта реакция лежит в основе количественного определения солей Fe²⁺ методом перманганатометрии.

Fe (II) образует соли почти со всеми анионами.

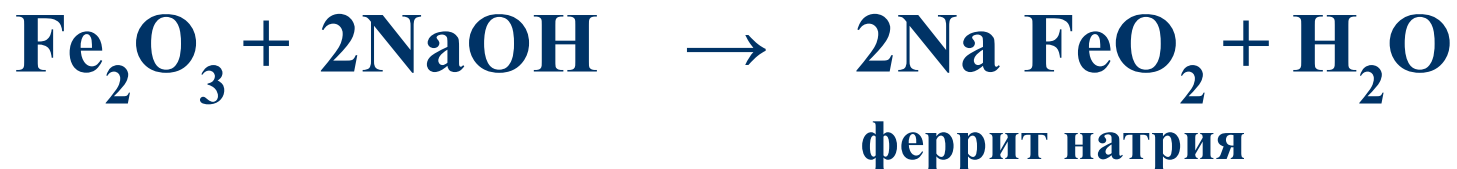
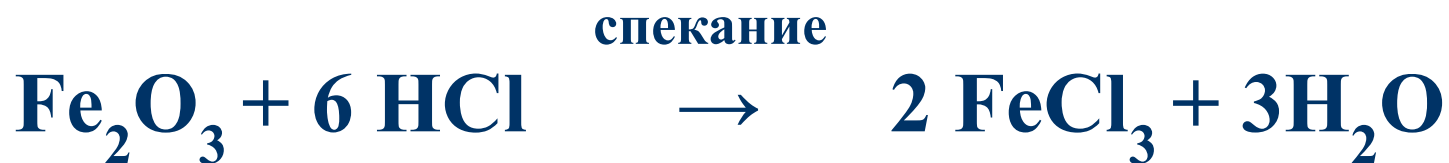
Распространенной солью является

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – соль Мора, она более устойчива к окислению кислородом воздуха, чем соль $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Соединения Fe (III)



Fe_2O_3 - красно-бурый порошок, нерастворимый в воде, входит в состав краски охры, амфотерный.



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – очень слабое основание, обладает аморфными свойствами. Доказать аморфные свойства $\text{Fe}(\text{OH})_3$ можно:

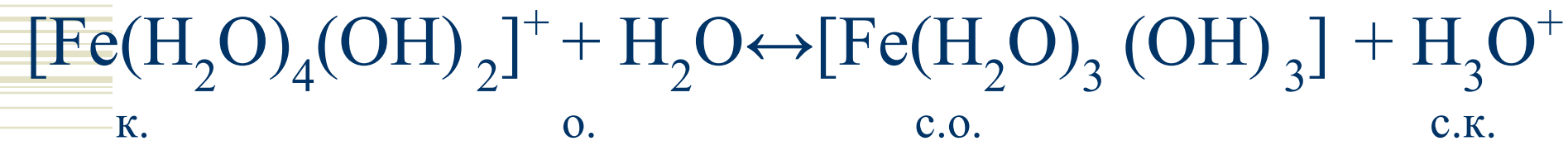
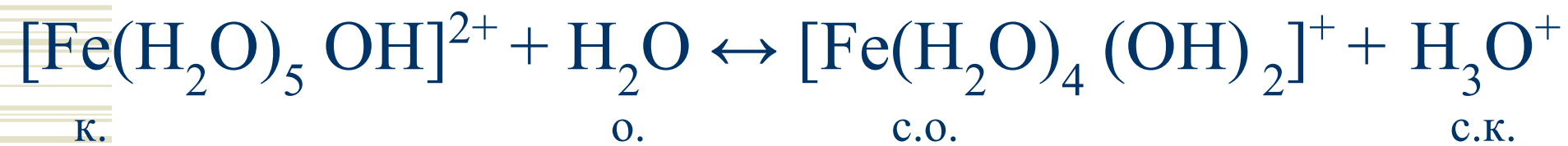


H_3FeO_3 – ортожелезистая кислота

HFeO_2 – метажелезистая кислота



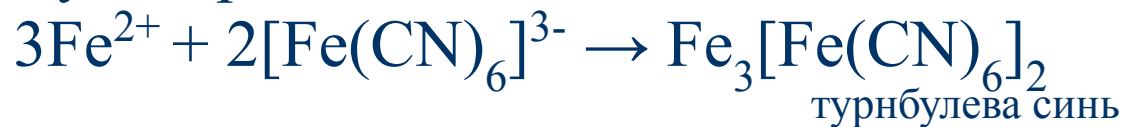
Соли Fe(III) гидролизуются сильнее, чем соли Fe (II), при этом окраска растворов становится желто-коричневой. Например, гидролиз соли FeCl₃:



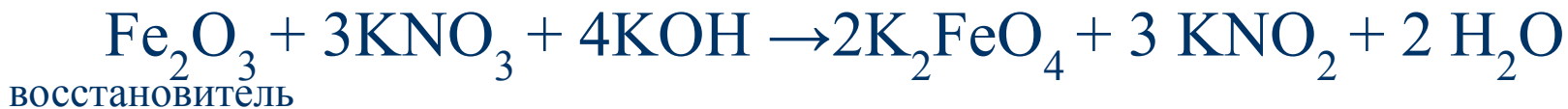
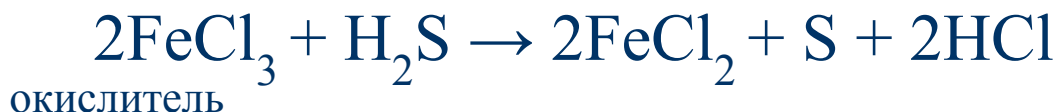
Комплексные соединения Fe(III)

Для Fe^{3+} особо устойчив комплексный ион - $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

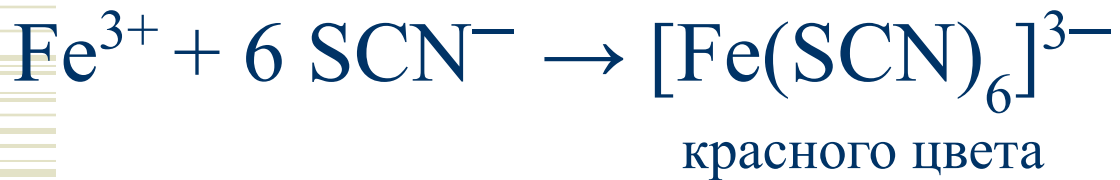
Широко используется соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – красная кровяная соль. Она служит реактивом на Fe^{2+} :



Соединения Fe(III) – окислители и восстановители:



Качественной реакцией на Fe^{3+} - позволяющей отличить его от Fe^{2+} является взаимодействие с SCN^- :



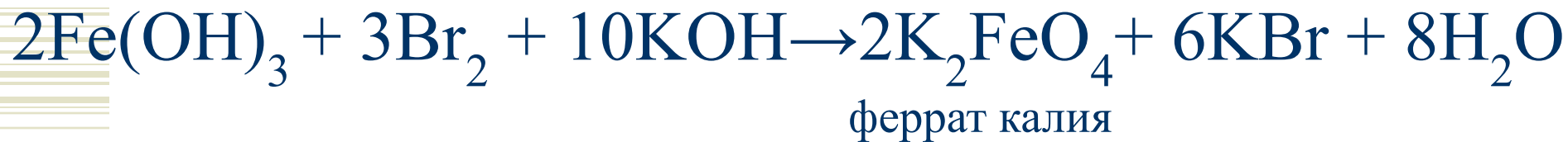
Широко используются соли:

- $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - железоаммонийные квасцы.
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - кристаллогидрат сульфата железа

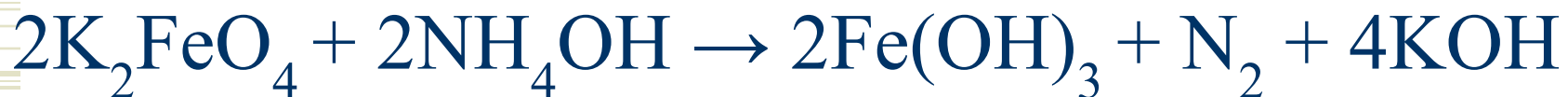


Соединения Fe (VI)

Для соединений Fe (VI) известна H_2FeO_4 – железная кислота, но она не может быть выделена, так как мгновенно разлагается с выделением O_2 . Устойчивые соли ее – ферраты. Они образуются при окислении $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в щелочной среде сильными окислителями:



Ферраты, кристаллические вещества, имеют окраску от пурпурно-красной до фиолетовой, при нагревании разлагаются. Ферраты – сильные окислители, сильнее, чем KMnO_4 :



+2	+3	+6
FeO $\text{Fe}(\text{OH})_2$	Fe_2O_3 H_3FeO_3	H_2FeO_4
<p>Основные свойства, восстановитель</p>	<p>Амфотерные свойства, окислитель, восстановитель</p>	<p>Кислотные свойства, окислитель</p>

КОБАЛЬТ

Кобальтин



Был получен в 1735 году шведским химиком Брандтом. В природе чисто кобальтовые руды встречаются редко. Распространенным является CoAsS – кобальтовый блеск (кобальтин) минерал. Степени окисления - +2, +3, +5.

Блестящий белый с сероватым оттенком металл. По сравнению с Fe более тверд и хрупок. В обычных условиях он довольно устойчив. При нагревании взаимодействует почти со всеми неметаллами. К кислотам кобальт несколько устойчивее железа, HNO_3 – пассивирует, с водой, со щелочами практически не взаимодействует.

Соединения кобальта (II)

CoO (II) – серо-зеленые кристаллы. Получают термическим разложением $\text{CoCO}_3 \rightarrow \text{CoO} + \text{CO}_2$

При действии: $\text{CoCl}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{ХОЛОД}} \text{CoOHCl} \downarrow + \text{NaCl}$
синий осадок
основной соли

а при нагревании:

$\text{CoOHCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \downarrow + \text{NaCl}$
розовый цвет

$4\text{Co(OH)}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Co(OH)}_3 \downarrow$
бурый осадок

Co(OH)_2 - в воде не растворим.

При действии соли Co^{2+} и избытка NH_4OH в присутствии NH_4Cl образуются :



легко окисляется в аммиакат Co(III) .

Для Co^{2+} характерно координационные числа 6 и 4.

В водном растворе Co^{2+} образует высокоспиновые катионные октаэдрические комплексы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Аквакомплексы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ розового цвета.

Эта же окраска характерна для кристаллогидратов $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, $\text{CoSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, но безводная соль CoCl_2 – синего цвета.

Анионные комплексы Co^{2+} обычно имеют тетраэдрическую структуру $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, которые имеют синюю и фиолетовую окраску.

Аналитической качественной реакцией на ионы Co^{2+} :



тетратиоцианокобальтат (II) аммония

Соединения кобальта(III)

Известно ограниченное число простых соединений Co^{3+} . Они не устойчивы, обладают окислительными свойствами и легко гидролизуются.

- Co_2O_3 – черные кристаллы, окисляют HCl до Cl_2 :



- $\text{Co}(\text{OH})_3$ образуется при окислении $\text{Co}(\text{OH})_2$:



Амфотерные свойства $\text{Co}(\text{OH})_3$ выражены гораздо слабее, чем у $\text{Fe}(\text{OH})_3$. При действии на $\text{Co}(\text{OH})_3$ кислород содержащих кислот, соли Co^{3+} не образуются, а выделяется O_2 и соль Co^{2+} :



При обезвоживании $\text{Co}(\text{OH})_3$ нагреванием не получается Co_2O_3 , а образуется Co_3O_4 – это смешанный оксид CoCo_2O_4 . Этот оксид сильный окислитель.

Для Co^{3+} характерны многочисленные комплексные соединения:

- ◆ $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – катионные
- ◆ $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – анионные
- ◆ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$ – нейтральные

Строение:

- ◆ $\text{Co} - [\text{Ar}] 4\text{S}^2 3\text{d}^7$
- ◆ $\text{Co}^{3+} - [\text{Ar}] 4\text{S}^0 3\text{d}^6$

sp^3d^2 – гибридизация, если лигандом является H_2O , то образуется внешнеорбитальный высокоспиновый комплекс.

d^2sp^3 – гибридизация, если лигандом является CN^- , то образуется внутримолекулярный низкоспиновый комплекс.

Многочисленность комплексных соединений Co^{3+} обусловлены наличием изомерии к. с. кобальта.

Например:

■ гидратная



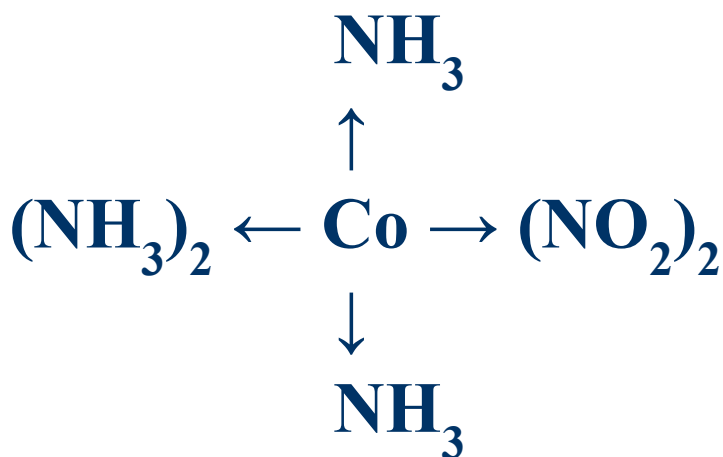
коричневый

■ ионизационная

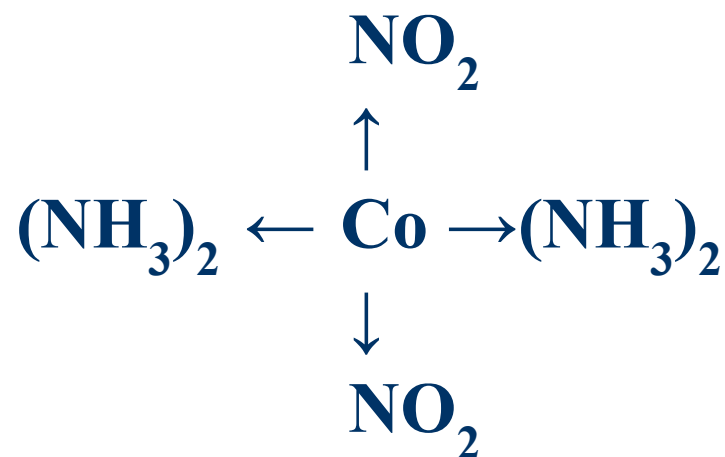


фиолетовый

■ геометрическая (пространственная)



транс-изомер, коричневый



цис-изомер, желтый

НИКЕЛЬ

Медно-никелевая руда



Впервые был получен в 1751г. Кронштадтом.

Никель довольно распространен на земле.

Содержится обычно в сульфидных медно-никелевых рудах, но встречается и в самородном состоянии NiS.

Ni – блестящий белый с серебристым оттенком металл. По химической активности уступает Fe и Co.

С кислородом начинает взаимодействовать при 500°C . при нагревании легко взаимодействует с галогенами, S, P, N. По отношению к кислотам и щелочам ведет себя подобно Fe и Co.

Степень окисления - +2, +3, +4 (не характерна).

Соединения Ni (II)

NiO (II) – оксид, зеленые кристаллы, нерастворимые в воде, образуются при термическом разложении карбоната никеля



NiO применяется в качестве катализатора и зеленого пигмента в керамической промышленности.



Ni(OH)₂ плохо растворяется в воде и концентрированных растворах щелочей, растворяется в NH₄OH:



Из катионных комплексов Ni^{2+} устойчивы октаэдрические аква и аминокомплексы. Аквакомплекс $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ имеет ярко-зеленую окраску, образуется при растворении в воде солей Ni^{2+} . Такая же окраска характерна для шестиводных кристаллогидратов солей никеля - $\text{NiSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Безводные соли Ni^{2+} обычно желтого цвета, например: NiCl_2 , NiSO_4 . Аминоккомплекс $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ имеет интенсивно синюю окраску. Известно также много комплексов Ni^{2+} с кратным числом = 4. Причем комплексы со слабыми взаимодействующими лигандами имеет форму тетраэдра $[\text{NiCl}_4]^{2-}$, а с сильным – плоского квадрата $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$.

Соединения Ni (III)

Ni(OH)₂ зеленого цвета, проявляет основные свойства, не окисляется кислородом воздуха, поэтому получить Ni(OH)₃ можно только действием очень сильных окислителей:



Соединения Ni (IV)

Соединений Ni^{4+} известно немного. Это неустойчивые соединения, окислители. Из соединений Ni^{4+} наиболее распространены никелаты – Na_2NiO_3 .

A glass filled with a vibrant blue liquid, showing numerous small bubbles on its surface. The glass sits on a periodic table of elements, which is color-coded by groups. A white pipette with a blue cap is positioned to the right of the glass. The background is a close-up of the periodic table, showing elements like Aluminum (Al), Silicon (Si), Phosphorus (P), Sulfur (S), and others.

*Благодарю за
внимание!!!*