



Элементы 8-й группы

Неорганическая химия, 1 курс, 2025/2026

Триада железа, платиновые металлы

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

1 ряд	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
2 ряд	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
3 ряд	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg

Подгруппа железа

3	4	5	6	7	<u>8</u>	9	10	11	12
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg

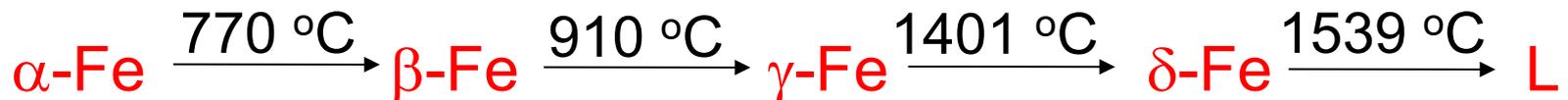
Fe – железо, Ru – рутений, Os – осмий

Подгруппа железа

	Fe	Ru	Os
Ат. №	26	44	76
Эл. Конф.	$3d^6 4s^2$	$4d^7 5s^1$	$4f^{14} 5d^6 6s^2$
R(ат.), пм	126	134	135
I_1 , эВ	7.87	7.37	8.70
I_2 , эВ	16.18	16.76	17.0
χ (A-R)	1.64	1.42	1.52
С.О.	2,3,(4),(5),6	(2),3,4,6,(7),(8)	(2),(3),4,6,(7),8

Свойства металлов

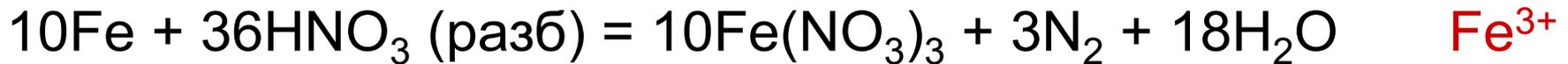
	Fe	Ru	Os
Т.пл., °C	1539	2334	3033
Т.кип., °C	3200	4080	5010
$\Delta_a H^0$, кДж/моль	428	557	665
d, г/см ³	7.87	12.45	22.59
σ , См/м ($\cdot 10^6$)	10.5	14	12
T _c , °C	770	–	–
Стр.тип	Fe, Cu	Mg	Mg
E ⁰ (M ²⁺ /M ⁰), В	–0.44	+0.46	+0.85



Химические свойства Fe

1. Пассивируется концентрированными H_2SO_4 , HNO_3 и царской водкой

2. Растворяется в кислотах – неокислителях и окислителях



3. Не растворяется в щелочах

4. Реагирует с кислородом при нагревании

мелкодисперсное чистое железо пирофорно!

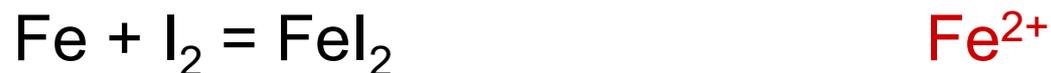


Химические свойства Fe

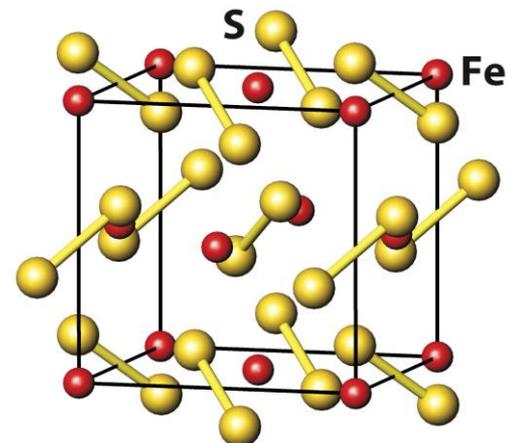
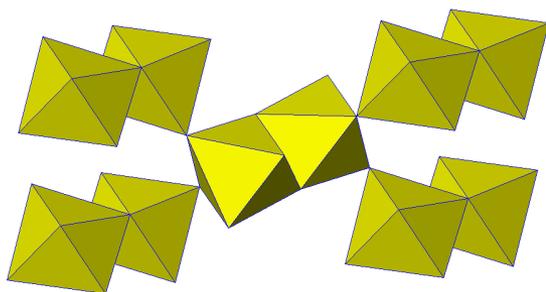
5. Ржавеет



6. Реагирует с галогенами при нагревании

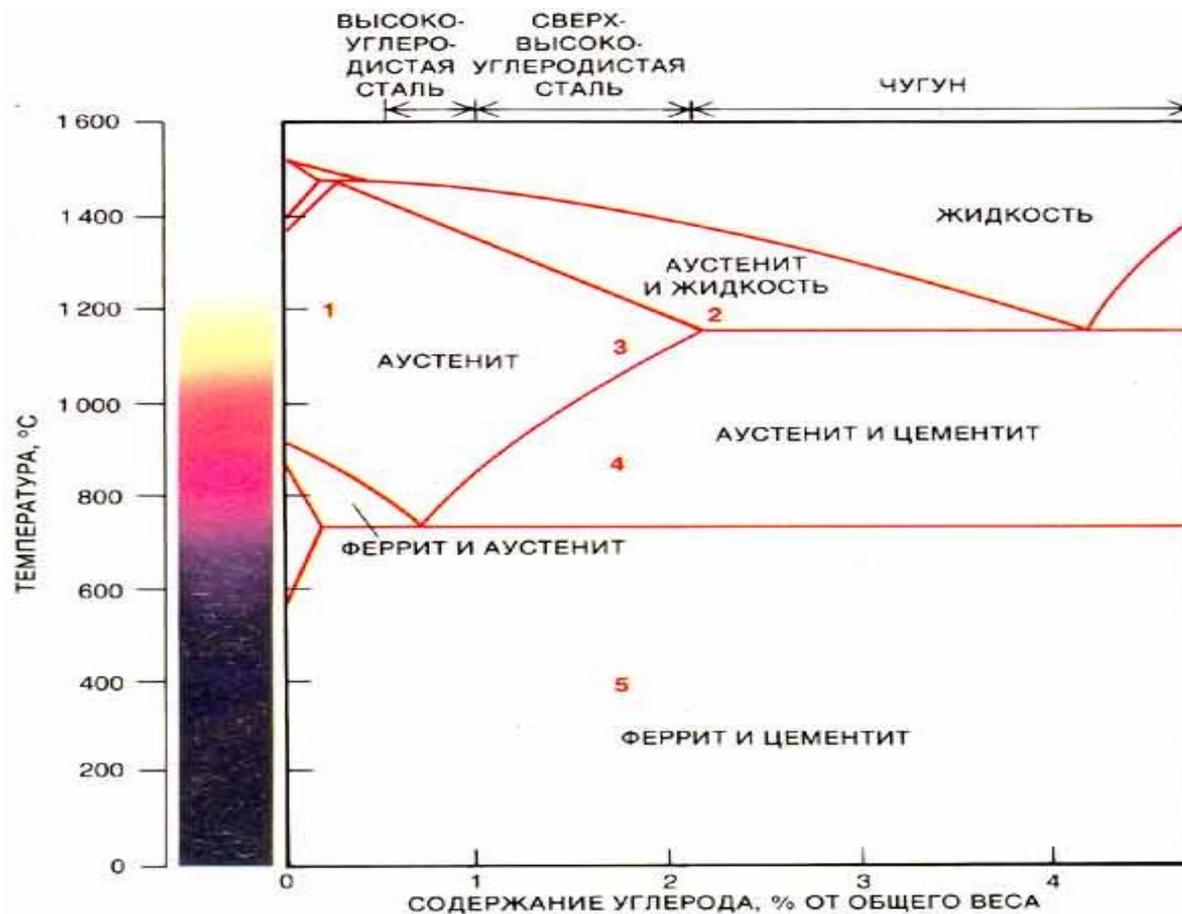


7. Реагирует с неметаллами при нагревании



Химические свойства Fe

8. Реагирует с углеродом



Химические свойства Ru, Os

1. Окисление кислородом



2. Окисление фтором, хлором

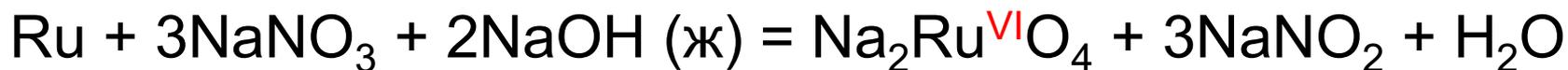


3. При $T > 1000\text{ }^\circ\text{C}$ реагируют с S, Se, Te, P, Si, C, B, но не N_2



4. Не растворяются в кислотах-окислителях и щелочах

5. Щелочное окисление в расплаве



аналогично для Os

Получение Fe

Железо – самый распространенный d-металл (4.1%),
4-й по распространенности элемент в земной коре

основные минералы: Fe_2O_3 красный железняк, гематит
 FeCO_3 железный шпат, сидерит; Fe_3O_4 магнитный
железняк, магнетит; FeTiO_3 ильменит; FeOOH гётит; FeS_2
железный колчедан, пирит

Доменный процесс: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
(700-900 °C)



«Прямое» получение: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CH}_4 = 3\text{Fe} + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
(1000 °C)

Сверхчистое железо: $\text{Fe}(\text{CO})_5 = \text{Fe} + 5\text{CO}$ (200 °C)

Применение Fe, Ru, Os

1. **Fe** – стали, чугун. Чистое железо не применяется!

2. α -**Fe₂O₃** – в ферритах

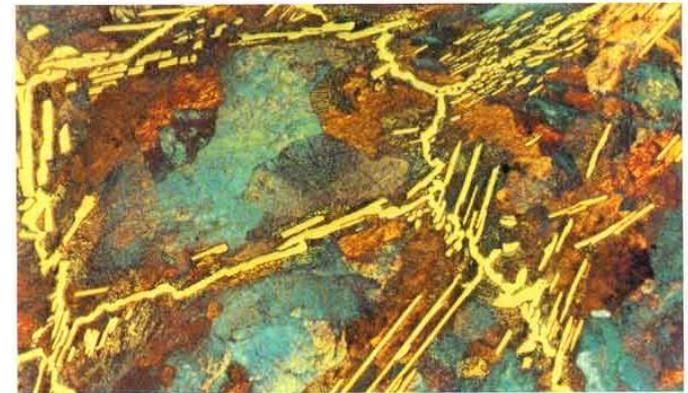
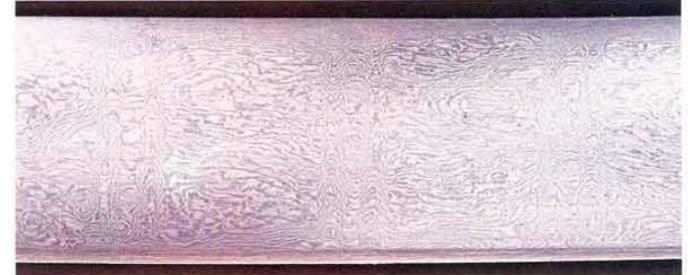
3. Оксиды **Fe** – пигменты

4. **Fe₂O₃** – в составе катализаторов

5. **Ru** – в составе покрытий

6. **RuO₂** – для синтеза катализаторов, в электронике

7. **Ru, Os** – изготовление сверхтвердых, инертных и износостойких инструментов

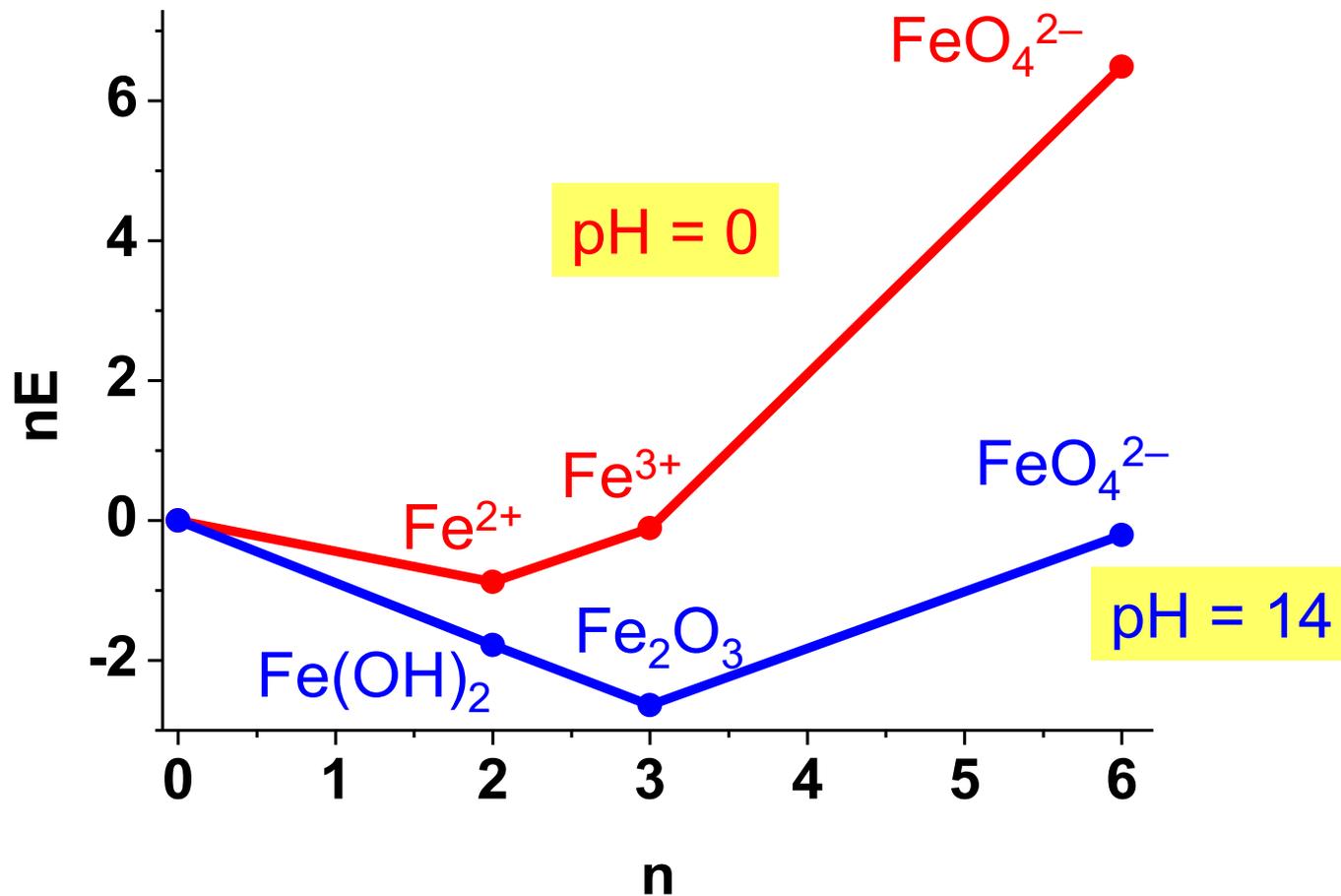


Ru

К.Клаус (**Ru**, 1844)

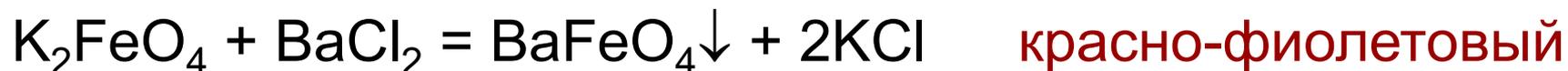
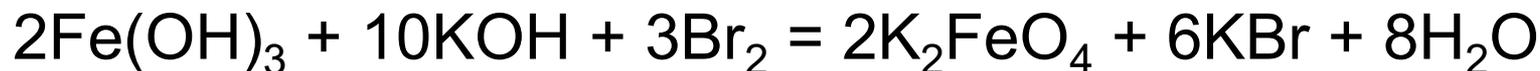


Диаграмма Фроста для Fe



Соединения Fe(VI)

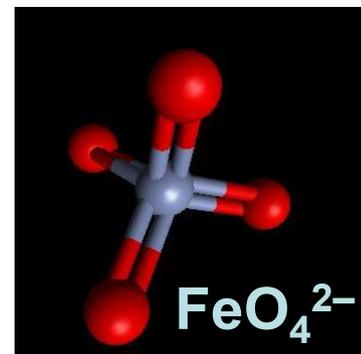
1. Получение



2. Устойчивость: стабильны только в щелочном растворе

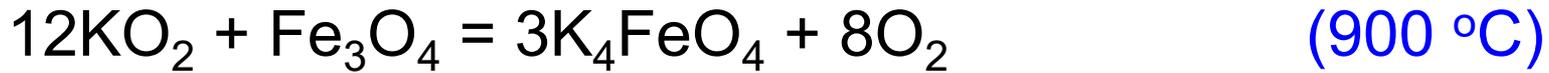


3. Окислитель



Соединения Fe (IV, V)

1. Получение оксопроизводных



2. Получение фторопроизводных



3. Неустойчивы в растворе



4. Производные Fe(V) неустойчивы

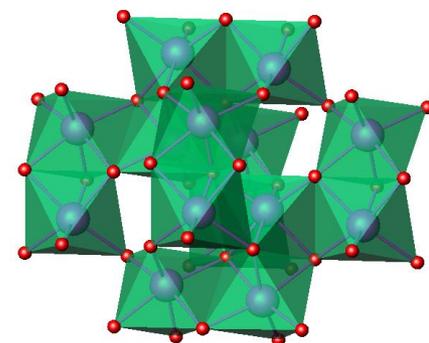
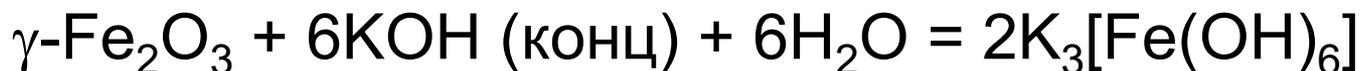
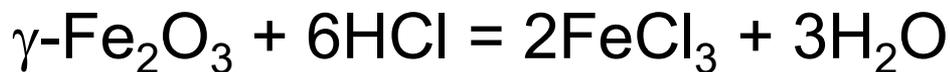


Соединения Fe (III)

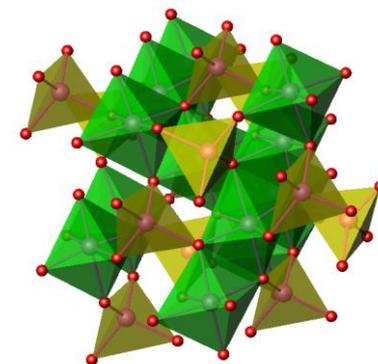
1. Наиболее устойчивая с.о. Fe
2. Известны оксид и гидроксиды
3. Fe_2O_3 – красное кристаллическое вещество, 5 кристаллических модификаций, основные:
 $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ (гематит) $\gamma\text{-Fe}_2\text{O}_3$ (маггемит)

$\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ – низкая реакционная способность

$\gamma\text{-Fe}_2\text{O}_3$ – высокая реакционная способность



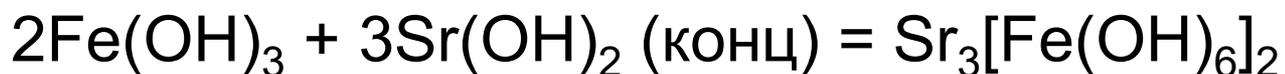
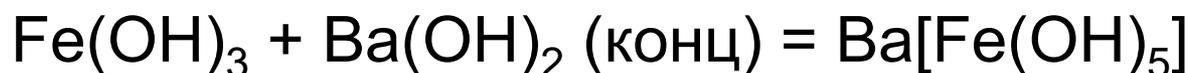
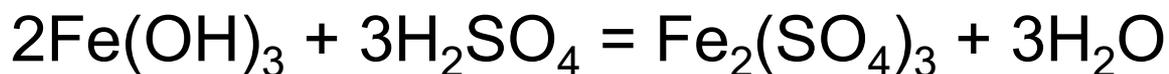
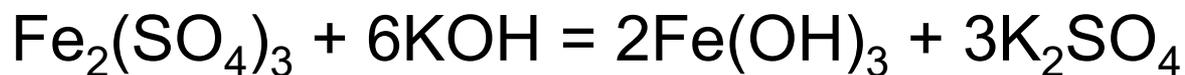
$\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$



$\gamma\text{-Fe}_2\text{O}_3$

Соединения Fe (III)

4. Гидроксиды



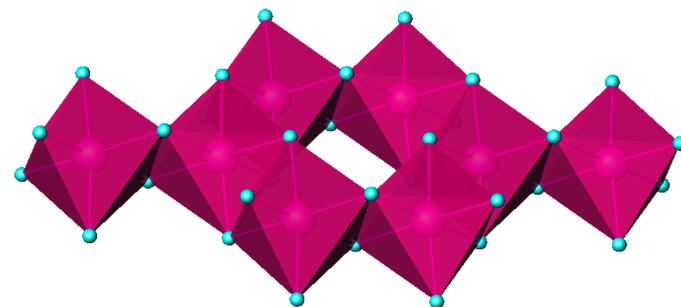
коричневый

белый

белый

5. Галогениды

Известны FeF_3 , FeCl_3 , FeBr_3

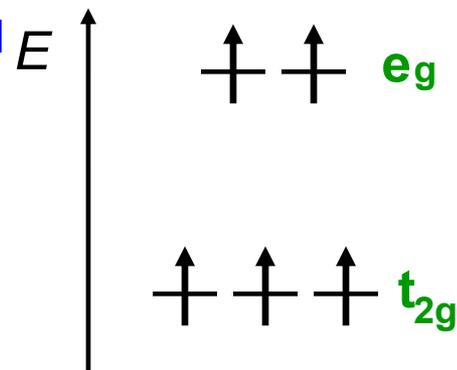


FeCl_3

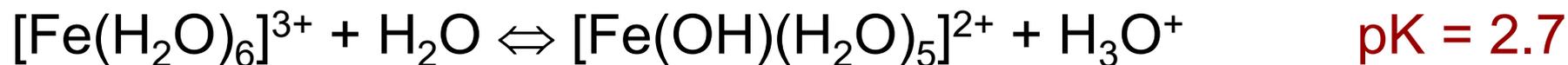
Гидролиз соединений Fe(III)

1. Акваион $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ почти бесцветен

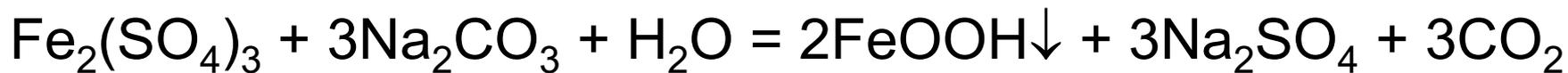
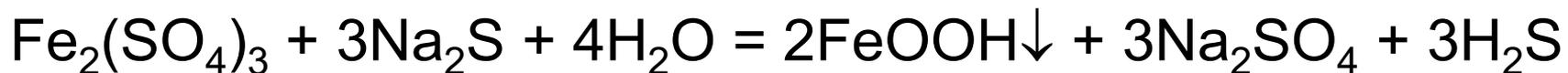
d^5 ВЫСОКОСПИНОВЫЙ КОМПЛЕКС
ЭСКП = 0



2. Соли Fe(III) окрашены (красные, коричневые) - гидролиз

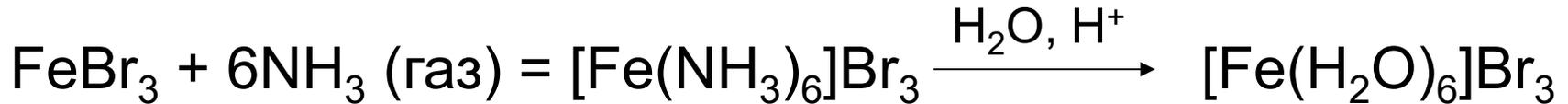


3. Гидролиз под действием солей слабых кислот

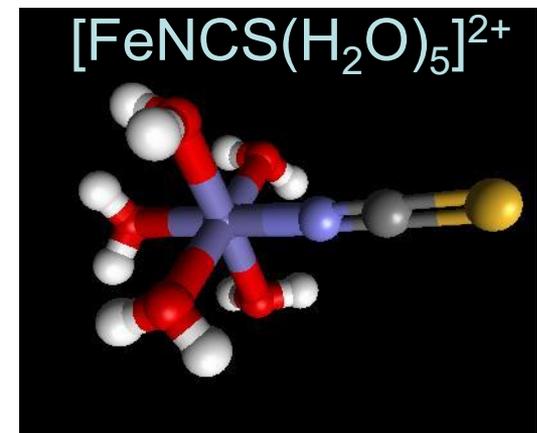
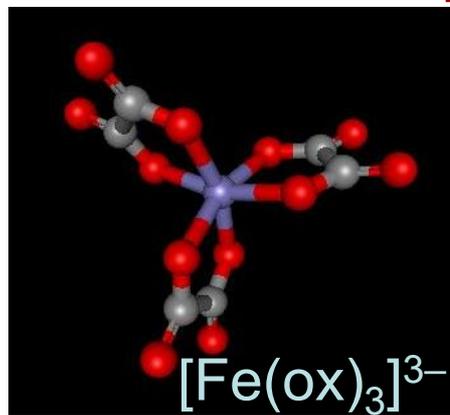
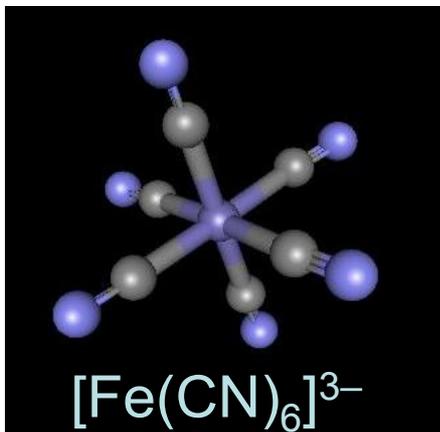
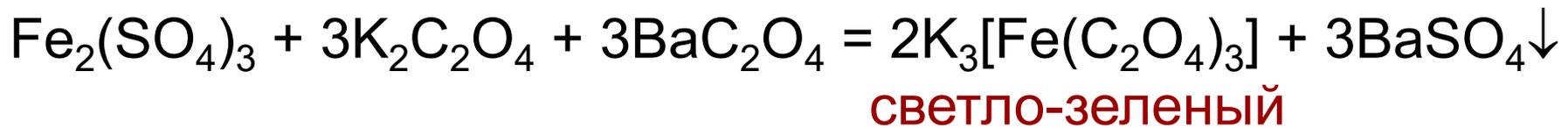


Комплексы Fe(III)

1. Аммиакаты неустойчивы

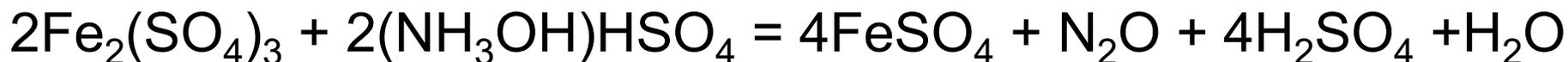
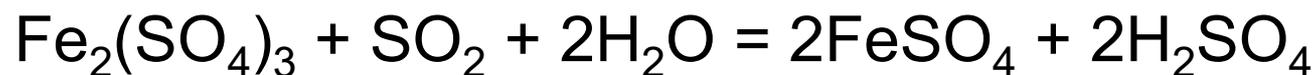


2. Устойчивы комплексы с π -акцепторами и хелатные



Восстановление соединений Fe(III)

1. Соединения Fe(III) – слабые окислители в кислой среде

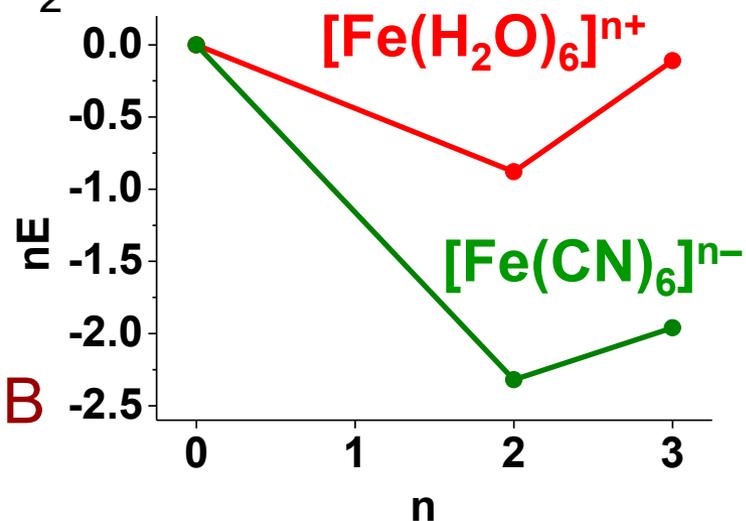
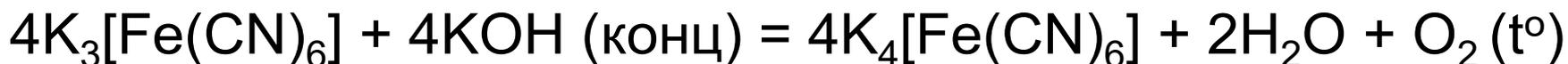


2. Влияние комплексообразования

$$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77 \text{ В}$$

$$E^0([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}/[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}) = 0.36 \text{ В}$$

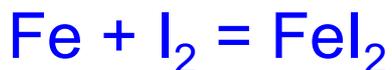
$$E^0([\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}/[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}) = 0.02 \text{ В}$$



Соединения Fe (II)

1. Галогениды

	FeF_2	FeCl_2	FeBr_2	FeI_2
т.пл.	1100°C	674°C	688 °C	594°C
Цвет	белый	светло-желтый	светло-зеленый	коричневый
Стр. тип	TiO_2	CdCl_2	CdI_2	CdI_2



FeF_2 нерастворим в воде, образует гидрат $\text{FeF}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

FeCl_2 , FeBr_2 , FeI_2 растворимы, гидратированы в растворе

Соединения Fe (II)

2. Оксид FeO

Структура NaCl

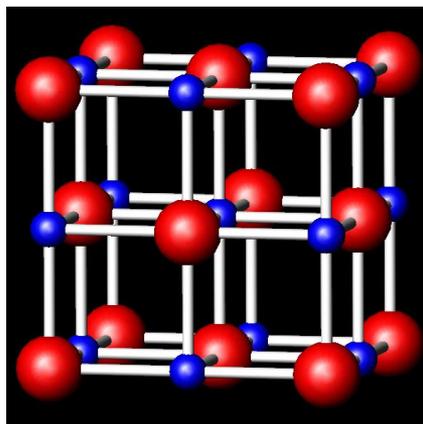
Нестехиометрия: Fe_{1-x}O $0.05 < x < 0.16$

Только основные свойства $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

окисляется при нагревании



Получение:



FeO

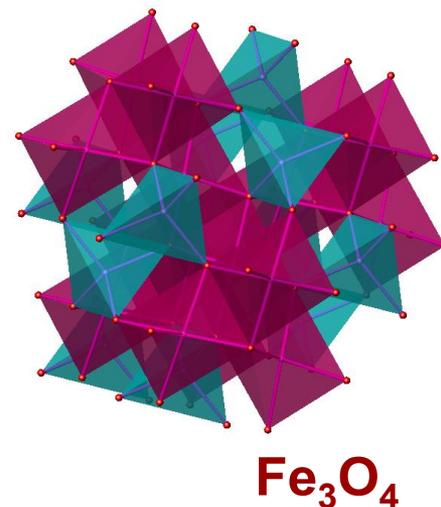
Соединения Fe (II)

3. Оксид Fe_3O_4



обращенная шпинель

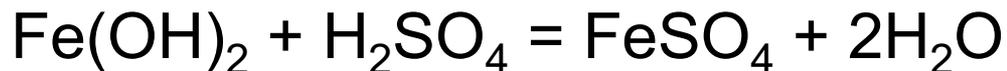
Fe_3O_4 – ферромагнетик, $T_C = 630 \text{ }^\circ\text{C}$



4. Гидроксид

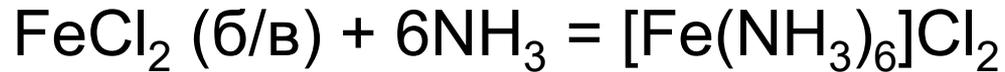
преимущественно основные свойства $\text{Fe}(\text{OH})_2$

$$pK_b = 3.9$$



Комплексы Fe(II)

1. Устойчивы октаэдрические аквакомплексы

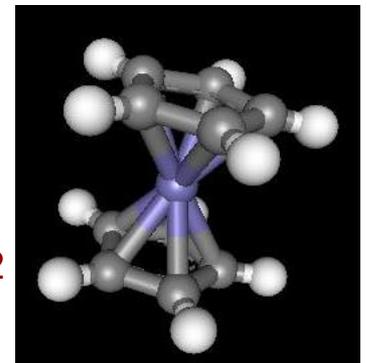


соль Мора

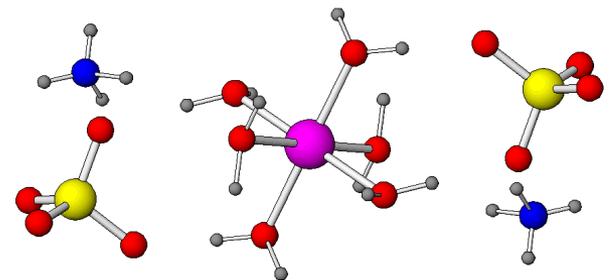
2. Тетраэдрические комплексы неустойчивы



$\text{Fe}(\text{cp})_2$

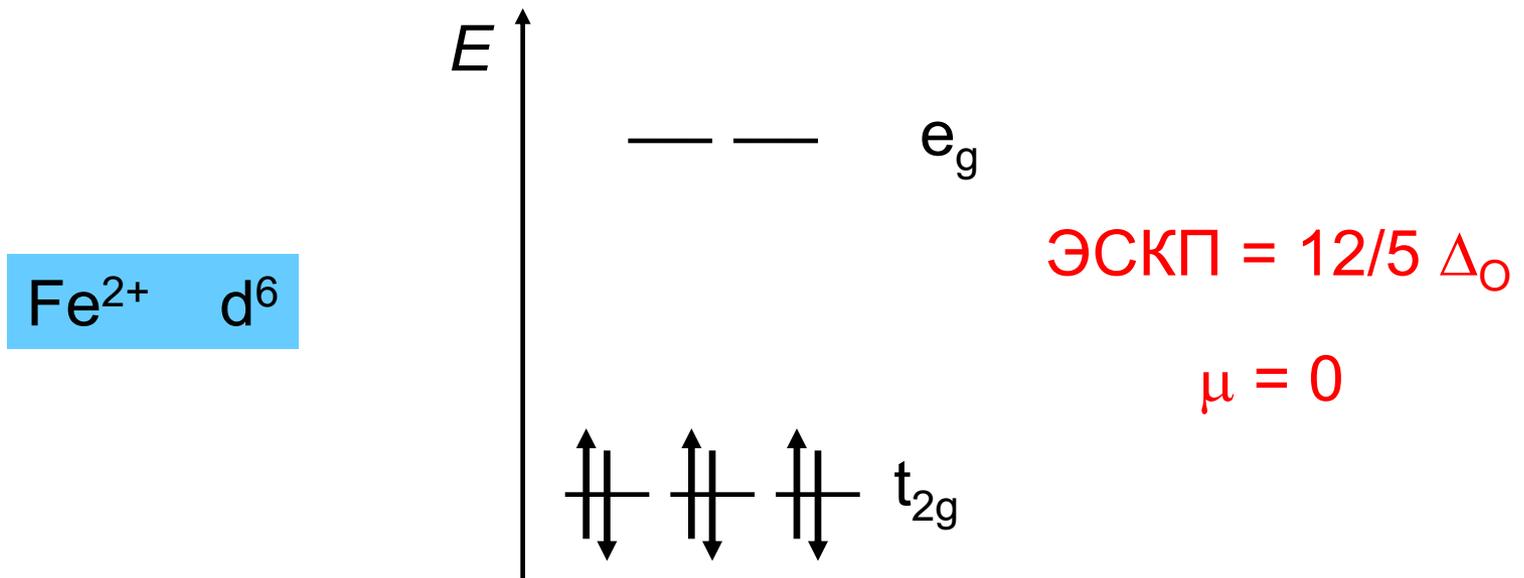
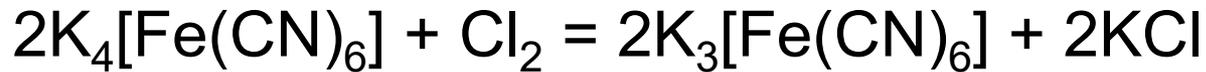


3. Ферроцен



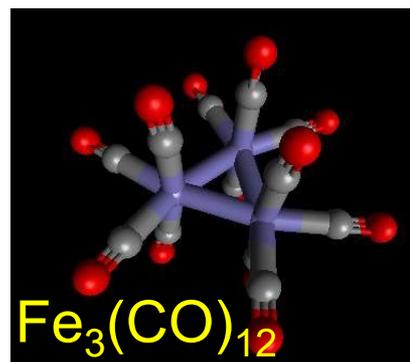
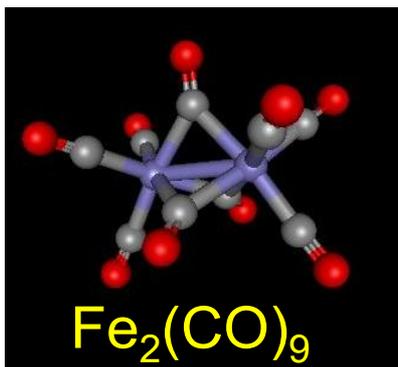
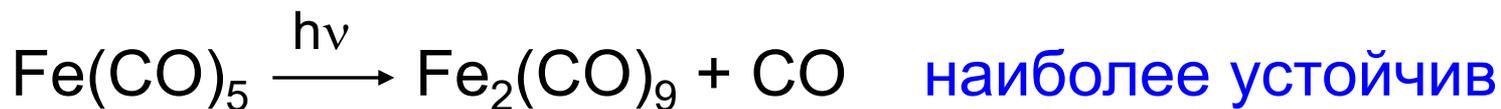
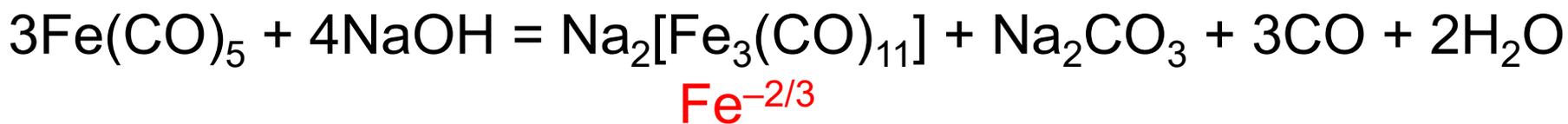
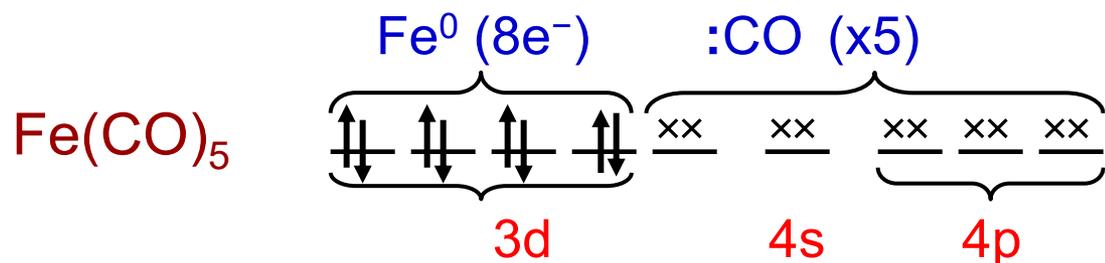
Комплексы Fe (II)

4. Комплексы с лигандами сильного поля



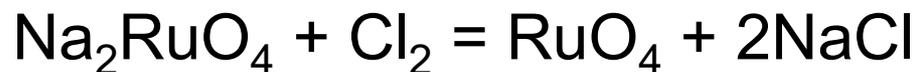
Соединения Fe(0)

1. Карбонилы

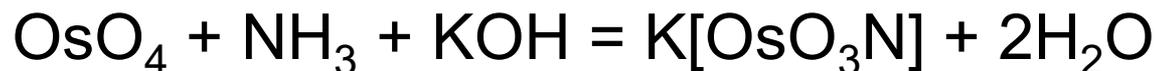
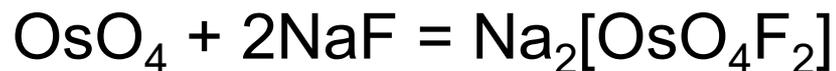


Высшие с.о. Ru, Os

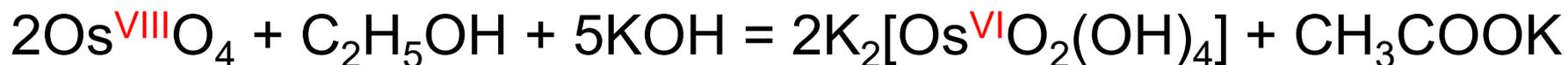
1. Получение



2. Соединения Os(VIII)



3. Окислительные свойства



диспропорционирование $\text{Ru}^{6+} \rightarrow \text{Ru}^{7+} + \text{Ru}^{4+}$

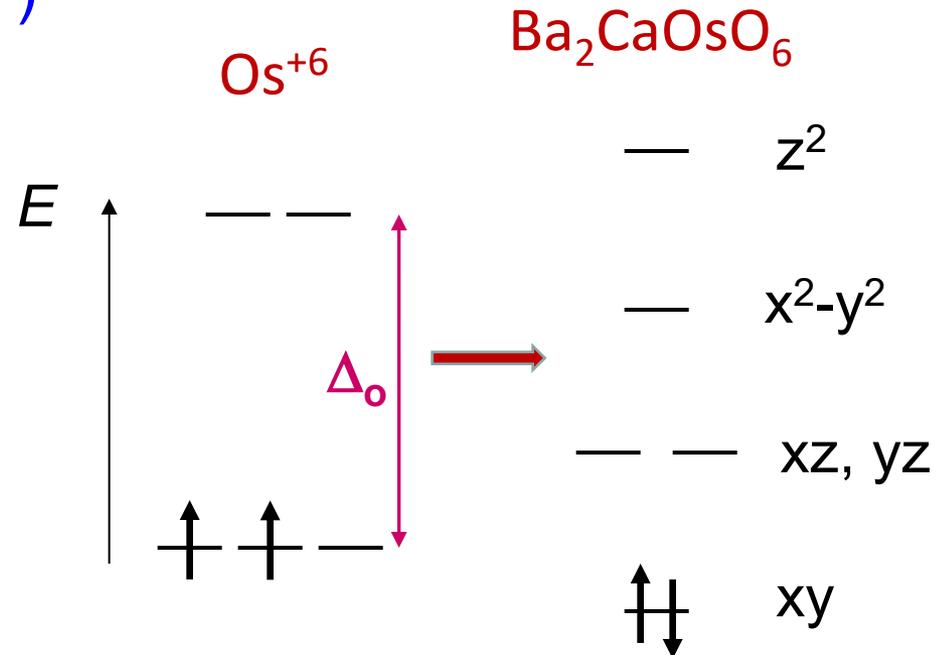
Высшие с.о. Ru, Os

4. Известны RuF_6 , OsF_6



5. Рутенаты и осматы(VI)

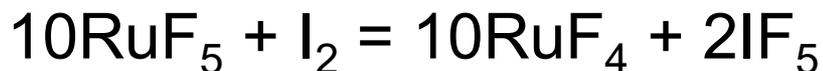
сильное ян-теллеровское искажение,
диамагнитные (d^2)



Соединения Ru, Os (IV)

1. Галогениды:

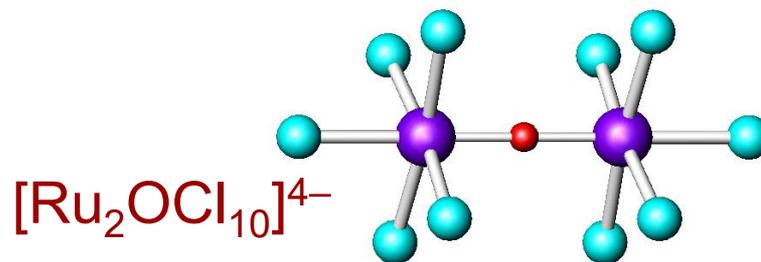
известны RuF_4 , RuCl_4 (неустойчив), OsF_4 , OsCl_4 , OsBr_4



2. Галогенокомплексы



темно-красный



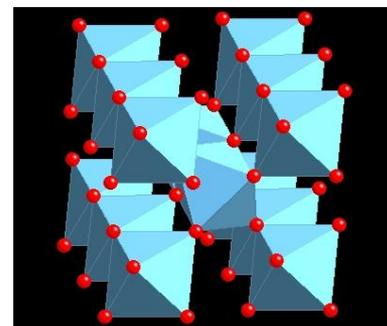
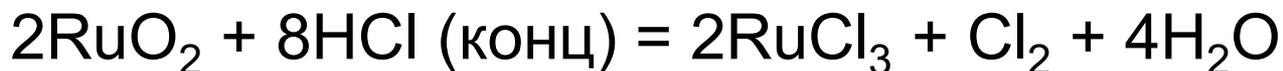
Соединения Ru, Os (IV)

3. Оксиды RuO₂, OsO₂

структура рутила

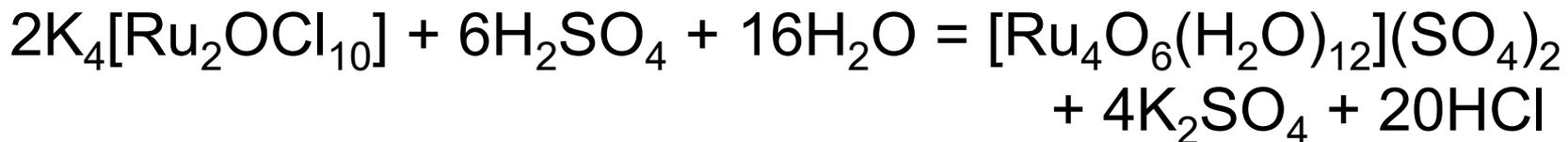
RuO₂ : темно-синий, т.разл. = 1200 °C

OsO₂ : светло-коричневый, т.разл. = 600 °C



RuO₂

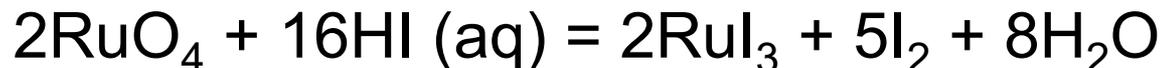
4. Кислородные соединения



Низшие с.о. Ru, Os

1. Галогениды Ru, Os(III)

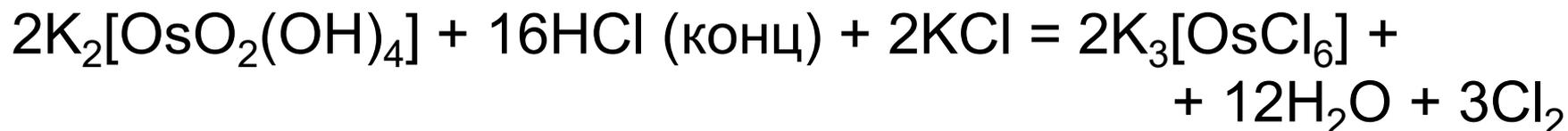
известны все MX_3 , кроме OsF_3



2. Комплексы Ru, Os (III) все – октаэдры, низкоспиновые



темно-зеленый



Низшие с.о. Ru, Os

3. Red/Ox потенциалы

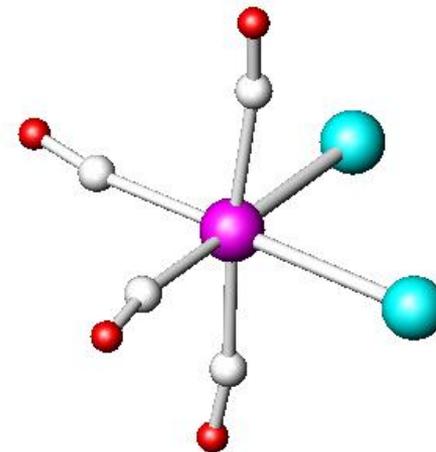


4. Оксиды Ru, Os(II), (III) неизвестны

5. Галогениды Ru, Os(II)

известны все MX_2 , кроме MF_2

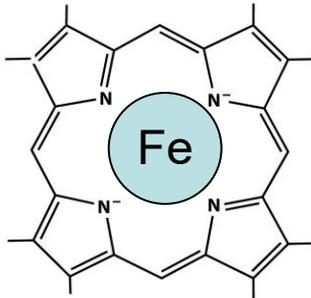
6. Комплексы Ru(II)



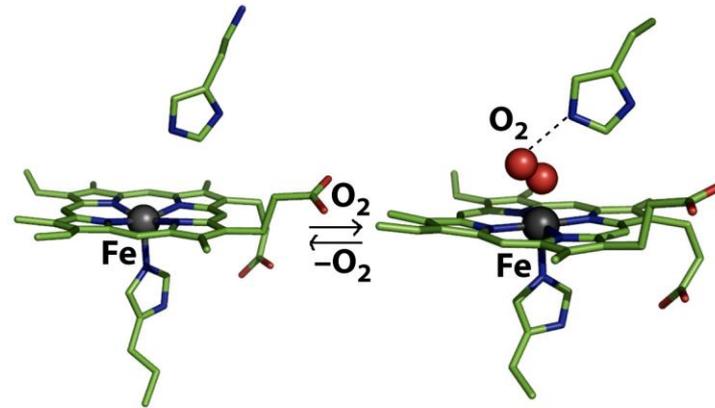
$\text{Ru}(\text{CO})_4\text{I}_2$

Биологическая роль Fe

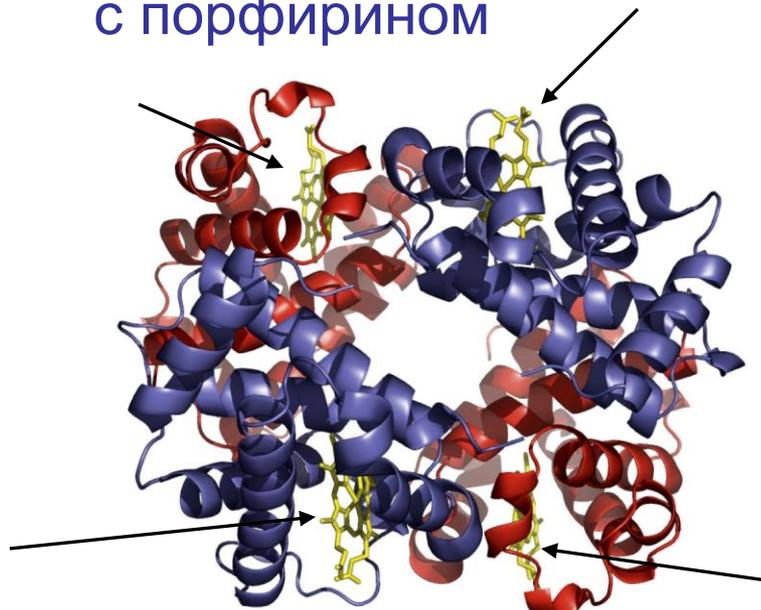
1. Транспорт кислорода



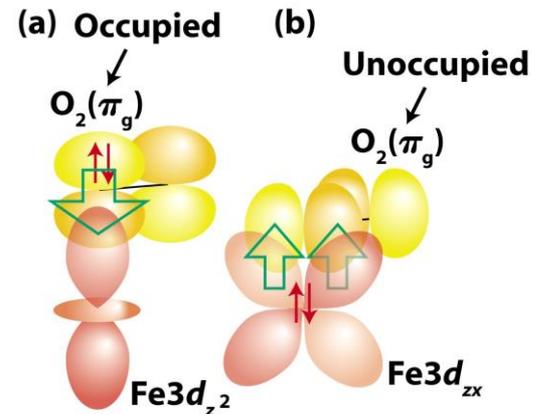
Комплекс Fe(II)
с порфирином



Обратимый перенос кислорода



Гемоглобин: 4 активных центра

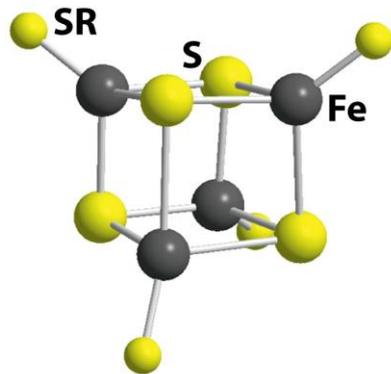


Связывание
синглетного кислорода

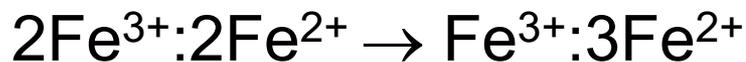
Биологическая роль Fe

2. Электрохимический транспорт: перенос энергии

Ферменты: пероксидаза, карбоксилаза, оксигеназа, нитрогеназа, гидрогеназа



«Кубановый кластер»

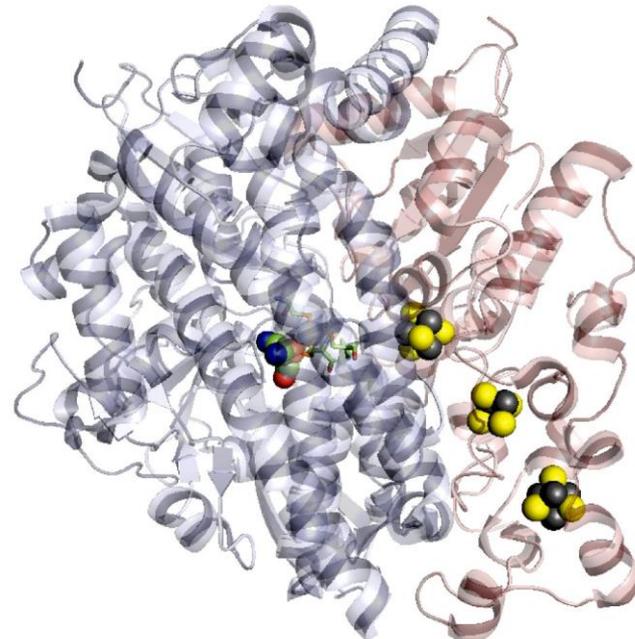
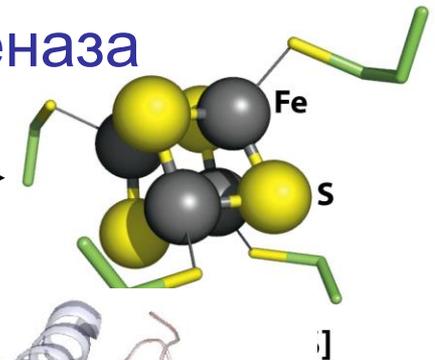


$$S = 0 \quad S = \frac{1}{2}$$

$$E^0 = -0.2 \dots -0.7 \text{ V}$$



ферредиксина



Кубановые кластеры в гидрогеназе