

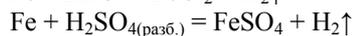
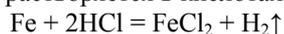
Глава 5. Железо.

5.1. Теоретическая часть.

Железо находится в VIII (8) группе ПС и имеет электронную валентную конфигурацию $3d^64s^2$.

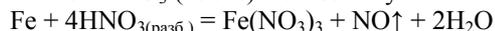
Степени окисления, которые железо проявляет в своих соединениях, — +2, +3 и +6.

Железо растворяется в кислотах-неокислителях, окисляясь ионом H^+ до Fe(II):



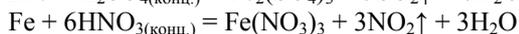
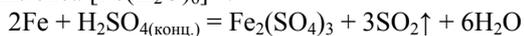
Ион Fe(II) существует в водных растворах в виде аквакомплексов $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ бледно-зелёного цвета.

С разбавленной HNO_3 (~30%) железо вступает в следующую реакцию:



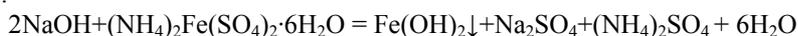
Холодная концентрированная азотная кислота пассивирует железо.

При *нагревании* кислоты-окислители взаимодействуют с железом с образованием железа (III) и продуктов восстановления азотной кислоты (NO , NO_2 , N_2O , N_2 , NH_3 и т.д.). В химической реакции, обычно, записывается какой-то один продукт, который образуется в наибольшем количестве. Водные растворы железа (III) окрашены в желтый цвет, соответствующий окраске аквакомплекса $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$.

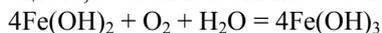


Соединения железа (II).

Оксид железа (II) не растворяется в воде, поэтому соответствующий гидроксид получают косвенным путём, например, при взаимодействии соли Мора с раствором щёлочи:



Гидроксид железа (II) — соединение белого цвета. На воздухе $Fe(OH)_2$ быстро окисляется, превращаясь сначала в гидратированный оксид состава $Fe_3O_4 \cdot xH_2O$ зелёного цвета, а затем в частично обезвоженный бурый гидроксид $Fe(OH)_3$:



Для получения неокисленного гидроксида Fe(II) нужна тщательная изоляция реагентов от их воздействия с кислородом воздуха, например, проведение реакции получения гидроксида Fe(II) под слоем бензола.

Гидроксид железа (II) легко растворяется в кислотах с образованием солей Fe(II) и не растворяется в растворах щелочей, т. е. проявляет исключительно основные свойства.

Железо (II) образует множество как хорошо растворимых, так и плохо растворимых солей.

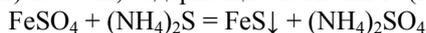
Осадок карбоната железа ($FeCO_3$) можно получить в результате обменной реакции:



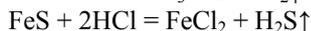
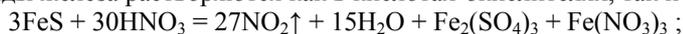
При пропускании через раствор над осадком углекислого газа эта соль растворяется из-за образования кислой соли:



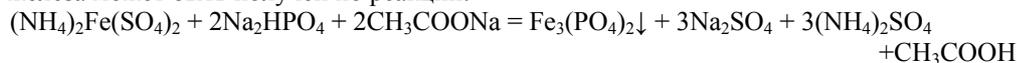
Сульфид железа (II) можно получить только при достаточно большой концентрации ионов S^{2-} в растворе. Это достигается действием растворимого сульфида (щелочных металлов или аммония) на соли, содержащие катионы Fe(II):



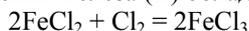
Сульфиды железа растворяются как в кислотах-окислителях, так и в кислотах-неокислителях:



Фосфат железа может быть получен по реакции:



Соединения железа (II) обладают восстановительными свойствами:



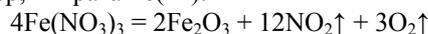
Качественной реакцией на железо (II) является реакция с $K_3[Fe(CN)_6]$ (красной кровяной солью). В данной реакции образуется синий малорастворимый осадок — “турнбулева синь”:



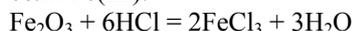
Соединения железа (III).

Оксид железа (III) Fe_2O_3 – красно-коричневое кристаллическое вещество, устойчивое при атмосферном давлении до 1445°C .

В лаборатории Fe_2O_3 можно получить высокотемпературным разложением некоторых солей, например, нитрата Fe(III):

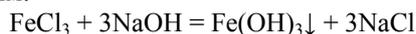


У оксида Fe(III) преобладают основные свойства. Он растворяется в кислотах, образуя соли Fe(III):

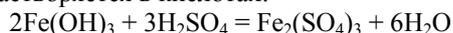


С водными растворами щелочей Fe_2O_3 не взаимодействует.

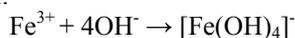
Бурый гидроксид Fe(III) можно получить только косвенным путём, например, по реакциям:



Гидроксид Fe(III) обладает амфотерными свойствами с преобладанием основных. Поэтому он легко растворяется в кислотах:

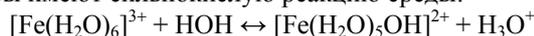


и не растворяется в щелочах. Подтверждением наличия у $\text{Fe}(\text{OH})_3$ кислотных свойств является существование гидроксокомплексов, простейшими из которых являются $[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$ и $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$. Их можно получить, добавляя по каплям раствор соли Fe(III) в избыток концентрированной щёлочи:

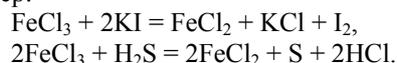


Железо (III) образует большое количество солей. Многие соли обладают высокой растворимостью.

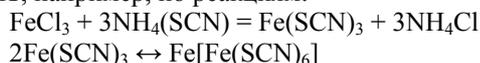
Растворимые соли железа (III) подвергаются гидролизу, их водные растворы имеют сильноокислую реакцию среды:



В присутствии сильных восстановителей железо (III) проявляет окислительные свойства, например:



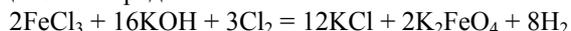
В качественном анализе присутствие железа (III) определяют по реакции образования роданидного комплекса железа $\text{Fe}[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$, имеющего кроваво-красную окраску. Это соединение рассматривается как автокомплекс роданида железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, который можно получить, например, по реакциям:



Соединения железа (VI).

Степень окисления +6 железо проявляет в ферратах, например, K_2FeO_4 .

Одним из способов получения ферратов (VI) является окисление соединений Fe(II) или Fe(III) хлором или бромом. Для стабилизации высокой степени окисления железа нужна щелочная среда:



5.1.1. Вопросы по теме.

1. Какие степени окисления наиболее характерны для железа?
2. Напишите формулы оксидов и соответствующих им гидроксидов железа
3. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства гидроксидов железа (II) и железа (III)?
4. Напишите реакции, характеризующие окислительно-восстановительные свойства железа (II) и железа (III).
5. Напишите реакции взаимодействия железа с соляной, азотной и серной кислотой при комнатной температуре и при нагревании. Укажите степень окисления железа в продуктах данных реакций.
6. Напишите качественные реакции, с помощью которых можно доказать присутствие ионов Fe (II) и Fe (III) в водных растворах?