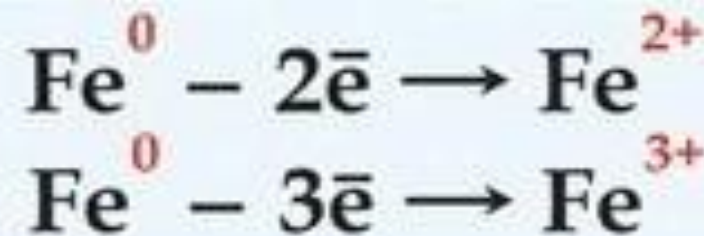
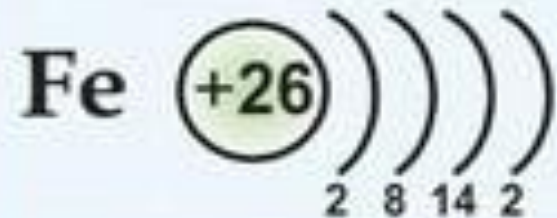


Железо и его соединения

Several thin, parallel white lines of varying lengths and slopes are positioned in the bottom right corner of the slide, creating a modern, abstract graphic element.



В ПРИРОДЕ

Fe_2O_3 гематит

Fe_3O_4 магнетит

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ лимонит

FeO вюстит

FeS_2 пирит



ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

Температура
плавления
 1539°C



$$\rho = 7,874 \text{ г/см}^3$$

СПЛАВЫ

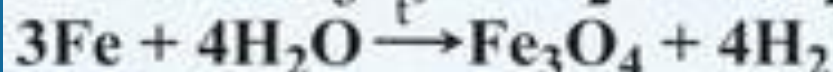
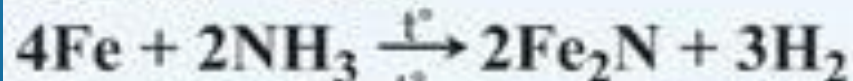
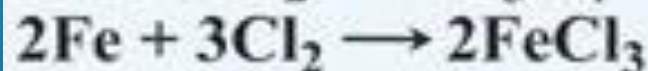
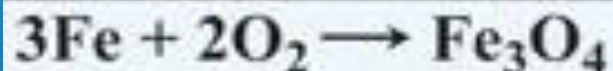
$\text{Fe} + \text{C} (< 2\%)$
сталь



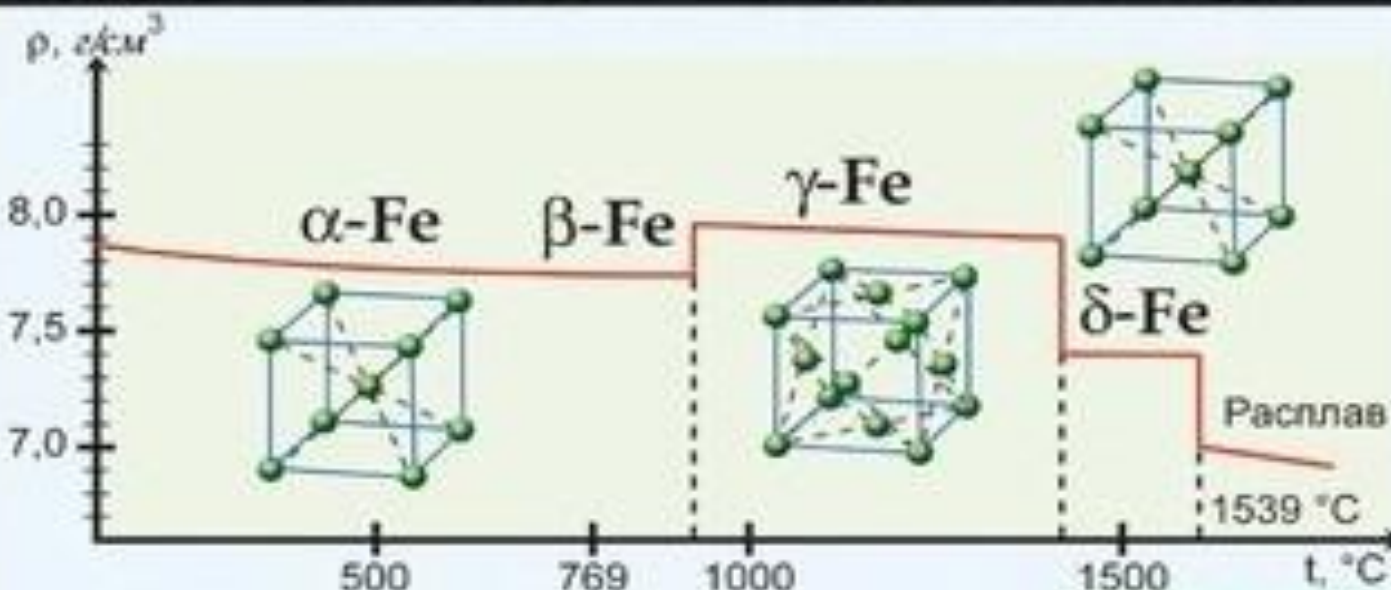
$\text{Fe} + \text{C} (> 2\%)$
чугун



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА



ИЗМЕНЕНИЕ ПЛОТНОСТИ ЖЕЛЕЗА ПРИ НАГРЕВАНИИ



В свободном состоянии железо - серебристо-белый металл с сероватым оттенком. Чистое железо пластично, обладает ферромагнитными свойствами. На практике обычно используются сплавы железа - чугуны и стали.

Fe - самый главный и самый распространенный элемент из девяти d-металлов побочной подгруппы VIII группы. Вместе с кобальтом и никелем образует «семейство железа».

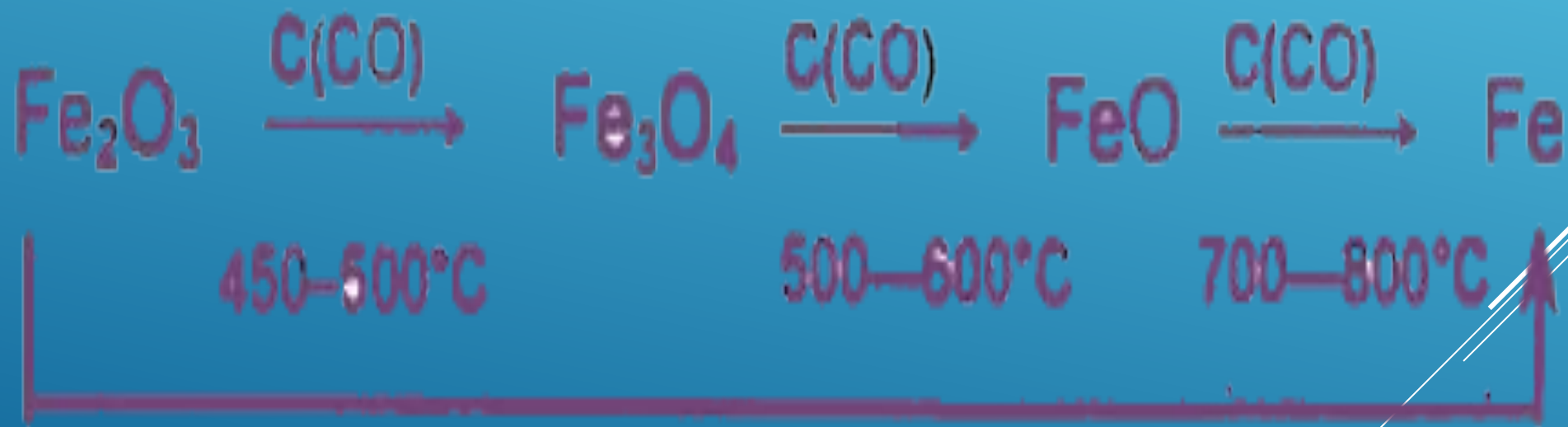
При образовании соединений с другими элементами чаще использует 2 или 3 электрона ($V = II, III$).

Железо, как и почти все d-элементы VIII группы, не проявляет высшую валентность, равную номеру группы. Его максимальная валентность достигает VI и проявляется крайне редко.

Наиболее характерны соединения, в которых атомы Fe находятся в степенях окисления +2 и +3.

	Fe ⁺²	Fe ⁺³		Fe ⁺⁶
Оксиды	FeO основный	Fe ₂ O ₃ основный со слабыми признаками амфотерности		FeO ₃ - не выделен
Гидроксиды	Fe(OH) ₂ слабое основание	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{HFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$		H ₂ FeO ₄ кислота, в свободном состоянии не выделена
Соли	FeCl ₂ , FeSO ₄ , Fe(NO ₃) ₂ и др.	Тип I FeCl ₃	Тип II KFeO ₂	K ₂ FeO ₄ BaFeO ₄ SrFeO ₄ ферраты (IV)

Техническое железо (в сплаве с углеродом и другими примесями) получают карботермическим восстановлением его природных соединений по схеме:



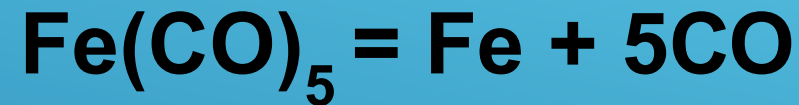
Восстановление происходит постепенно, в 3 стадии:



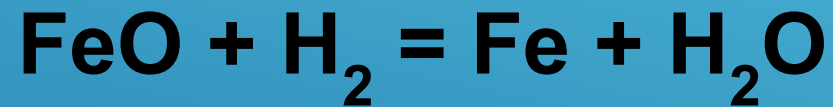
Образующийся в результате этого процесса чугун содержит более 2% углерода. В дальнейшем из чугуна получают стали - сплавы железа, содержащие менее 1,5 % углерода.

Очень чистое железо получают одним из способов:

а) разложение пентакарбонила Fe



б) восстановление водородом чистого FeO



в) электролиз водных растворов солей Fe⁺²



оксалат железа (II)

Fe - металл средней активности, проявляет общие свойства, характерные для металлов.

Уникальной особенностью является способность к «ржавлению» во влажном воздухе:

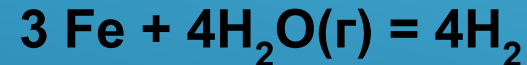


В отсутствие влаги с сухим воздухом железо начинает заметно реагировать лишь при $T > 150^\circ\text{C}$; при прокаливании образуется «железная окалина» Fe_3O_4 :



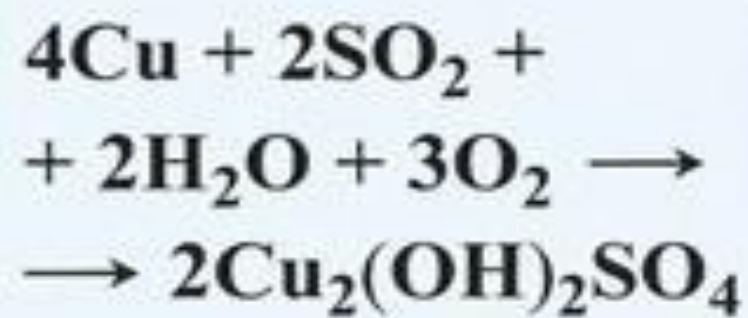
В воде в отсутствие кислорода железо не растворяется.

При очень высокой температуре Fe реагирует с водяным паром, вытесняя из молекул воды водород:

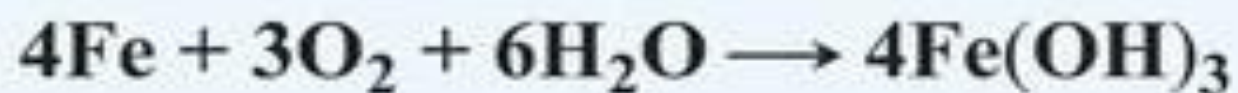


Процесс ржавления по своему механизму является электрохимической коррозией.

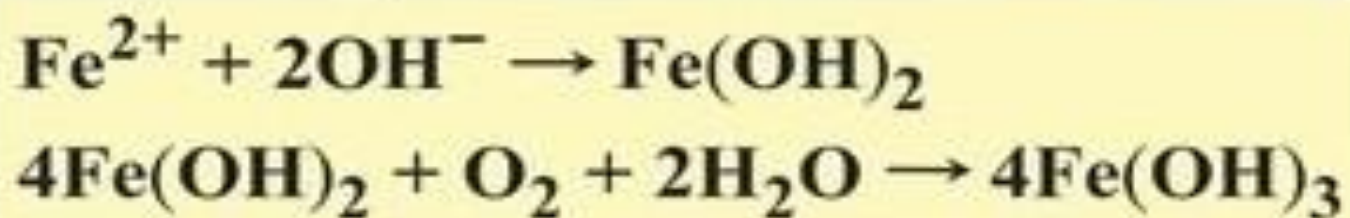
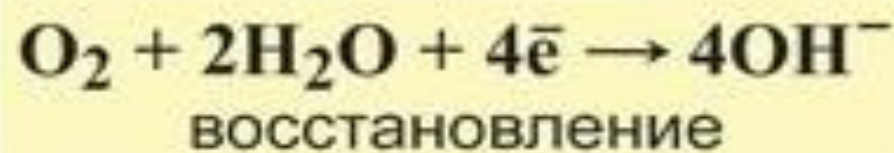
Продукт ржавления представлен в упрощенном виде. На самом деле образуется рыхлый слой смеси оксидов и гидроксидов переменного состава. В отличие от пленки Al_2O_3 , этот слой не предохраняет железо от дальнейшего разрушения.



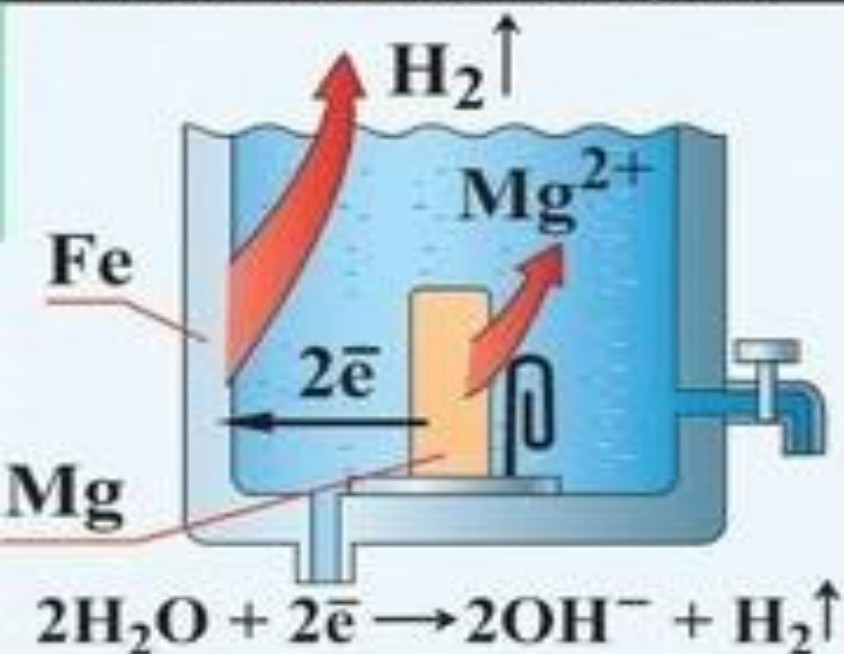
Зеленый
налет
на бронзе



Ржавление
железа



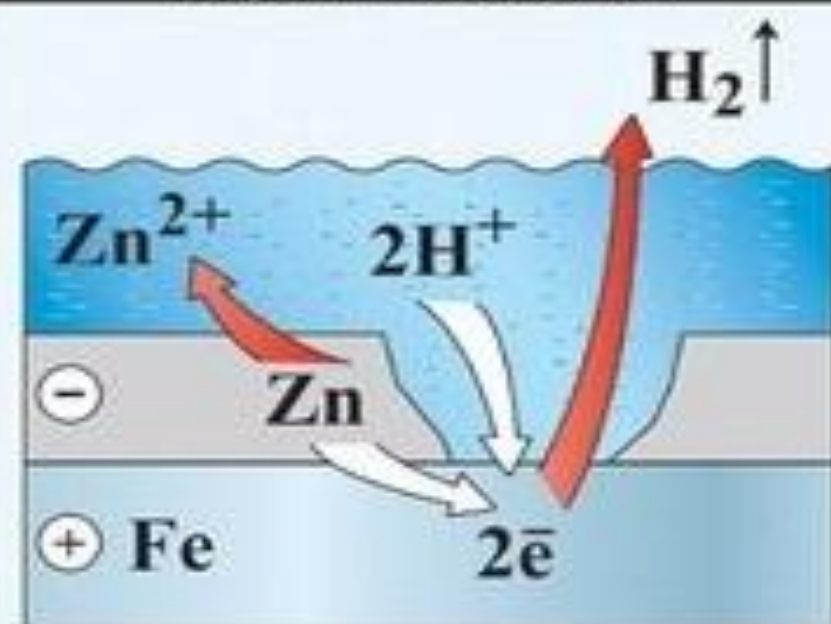
ПРОТЕКТОРНАЯ ЗАЩИТА



НАНЕСЕНИЕ КРАСКИ ИЛИ ПОЛИМЕРА



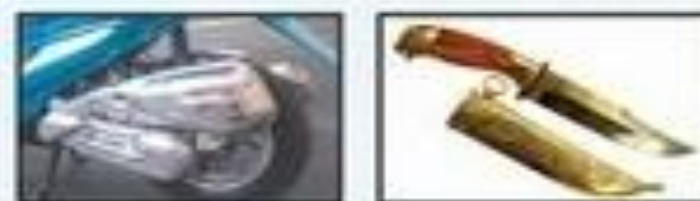
ОЦИНКОВЫВАНИЕ



АЛИТИРОВАНИЕ



НАНЕСЕНИЕ ЗАЩИТНОГО СЛОЯ МЕТАЛЛА

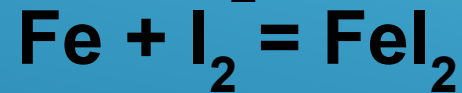
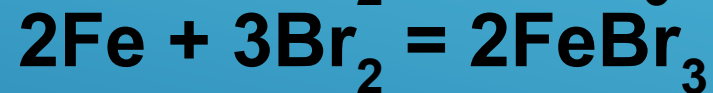
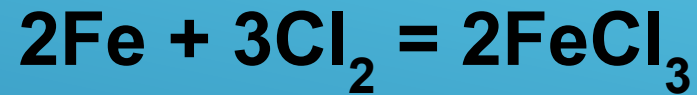


Лужение (Sn)
 Хромирование (Cr)
 Никелирование (Ni)
 Серебрение (Ag)
 Золочение (Au)

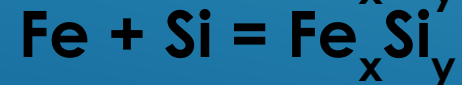
АЗОТИРОВАНИЕ



Соединения с галогенами:



Образуются соединения, в которых преобладает ионный тип связи.

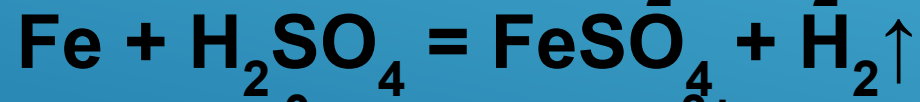
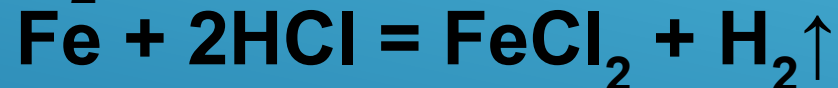


Образуются вещества переменного состава, т.к. бертоллиды (в соединениях преобладает ковалентный характер связи)



Поскольку Fe располагается в ряду активности левее водорода ($E^\circ_{\text{Fe/Fe}^{2+}} = -0,44\text{В}$), оно способно вытеснять

H_2 избыточных кислот.



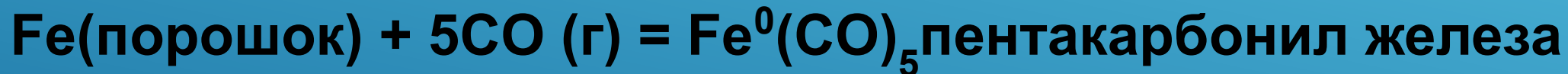
Концентрированные HNO_3 и H_2SO_4 «пассивируют» железо, поэтому при обычной температуре металл в них не растворяется. При сильном нагревании происходит медленное растворение (без выделения H_2).

В разб. HNO_3 железо растворяется, переходит в раствор в виде катионов Fe^{3+} а анион кислоты восстанавливается до NO^* :



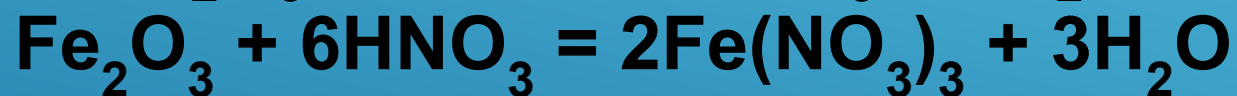
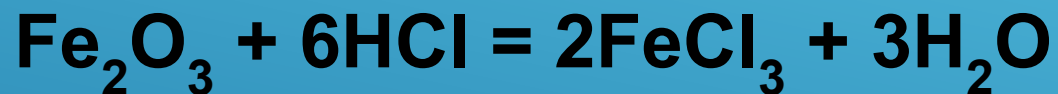
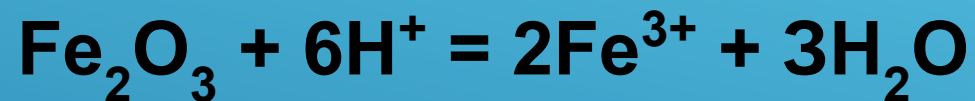
Очень хорошо растворяется в смеси HCl и HNO_3

В водных растворах щелочей Fe не растворяется. С расплавленными щелочами реагирует только при очень высоких температурах.

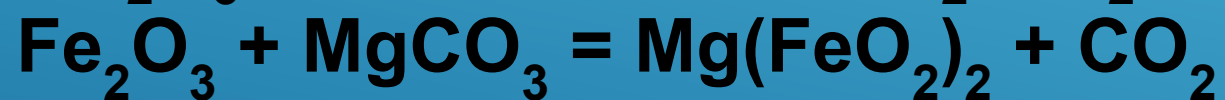
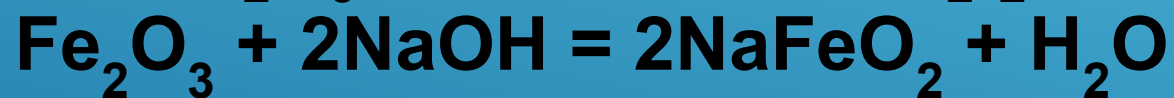
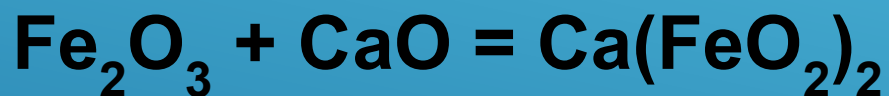


Fe_2O_3 - основной оксид с признаками амфотерности

**I. Основные свойства проявляются в способности
реагировать с кислотами:**



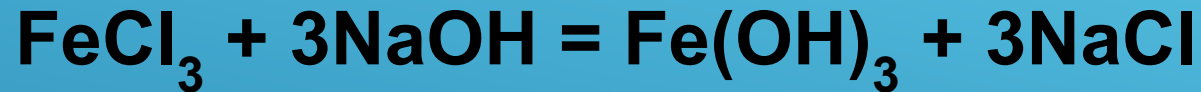
II. Слабокислотные свойства. В водных растворах щелочей Fe_2O_3 не растворяется, но при сплавлении с твердыми оксидами, щелочами и карбонатами происходит образование ферритов:



III. Fe_2O_3 - исходное сырье для получения железа в металлургии:



Получают при действии щелочей на растворимые соли Fe^{3+} :



В момент получения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - красно-бурый
слизистоаморфный осадок.

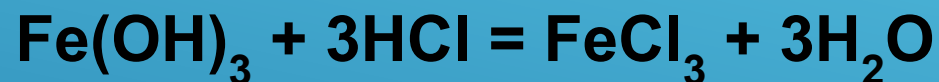
Гидроксид Fe(III) образуется также при окислении на влажном
воздухе Fe и $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



Гидроксид Fe(III) является конечным продуктом гидролиза
солей Fe^{3+} .

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ - очень слабое основание (намного слабее, чем $\text{Fe}(\text{OH})_2$).
Проявляет заметные кислотные свойства. Таким образом, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ имеет амфотерный характер:

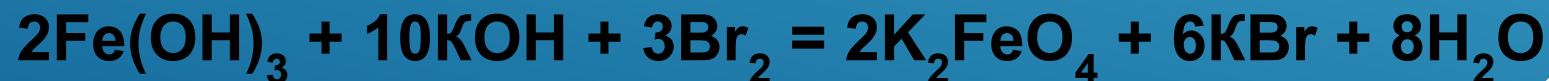
1) реакции с кислотами протекают легко:



2) свежий осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ растворяется в горячих конц. растворах KOH или NaOH с образованием гидроксокомплексов:

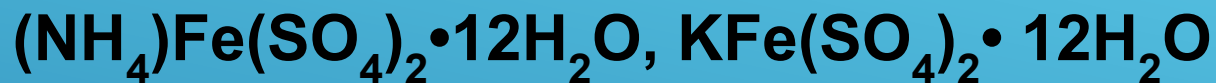


В щелочном растворе $\text{Fe}(\text{OH})_3$ может быть окислен до ферратов (солей не выделенной в свободном состоянии железной кислоты H_2FeO_4):



Наиболее практически важными являются: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$,
 $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Характерно образование двойных солей - железных квасцов:



Соли Fe^{3+} часто имеют окраску как в твердом состоянии, так и в водном растворе. Это объясняется наличием гидратированных форм или продуктов гидролиза.

Fe + неметалл



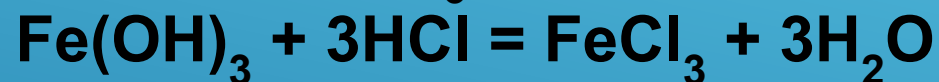
2. Fe + кислота



3. Fe₂O₃ + кислота

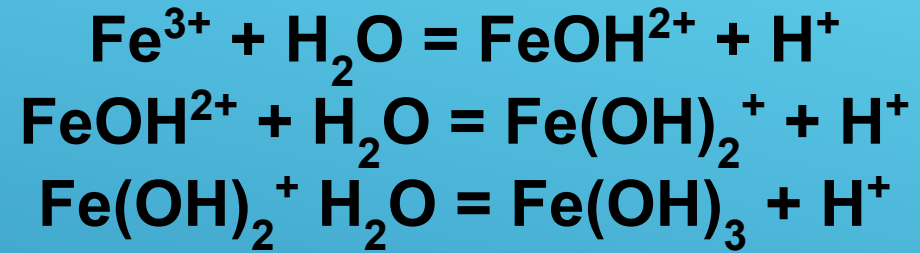


4. Fe(OH)₃ + кислота



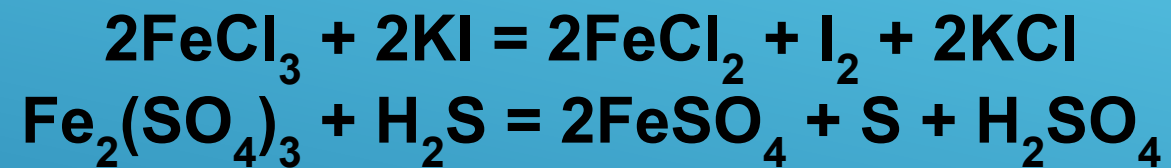
5. Окисление Fe²⁺ до Fe³⁺





Водные растворы солей Fe^{3+} имеют сильноокислую реакцию. Соли Fe^{3+} с анионами слабых кислот подвергаются необратимому гидролизу.

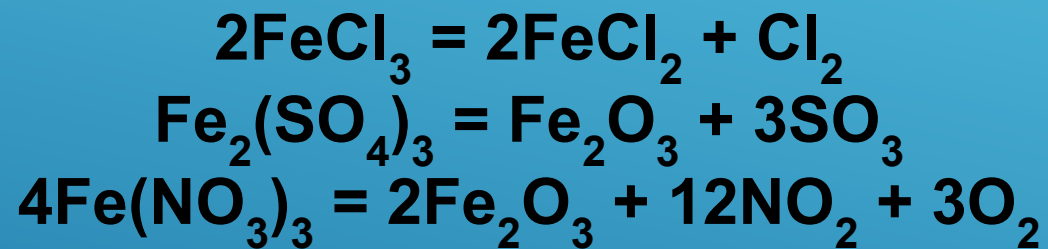
II. В реакциях с сильными восстановителями соли Fe³⁺ проявляют окислительную активность:



III. При действии щелочей и водных растворов аммиака на растворы солей Fe^{3+} образуется осадок:



IV. При нагревании многие соли разлагаются:



V. Качественные реакции для обнаружения катионов Fe^{3+} :

