

**Железо, хром, марганец.
Свойства, получение.**

Железо

Металл, занимающий четвертое место по распространённости в земной коре.

Входит в состав следующих минералов:

Магнитный железняк Fe_3O_4

Красный железняк (гематит) Fe_2O_3

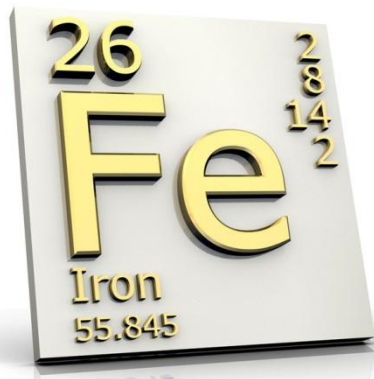
Пирит FeS_2

Бурый железняк $\text{FeO}(\text{OH})$

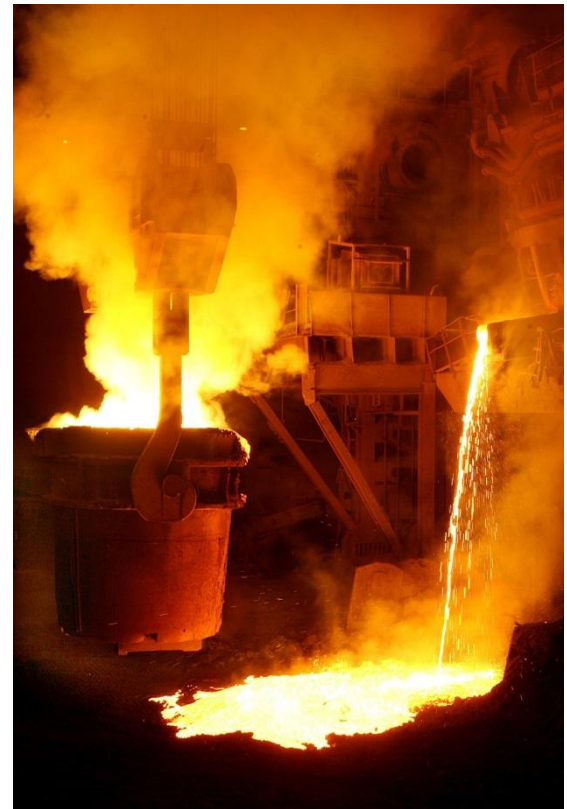
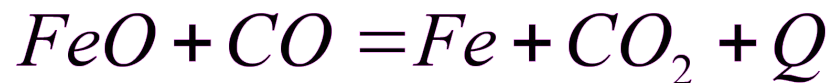
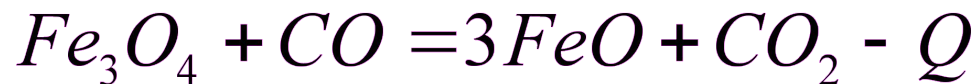
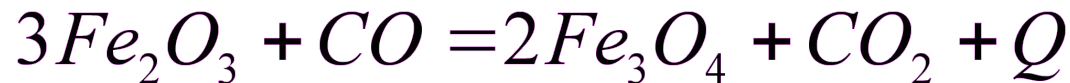
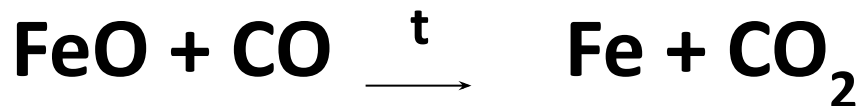
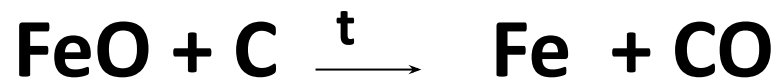
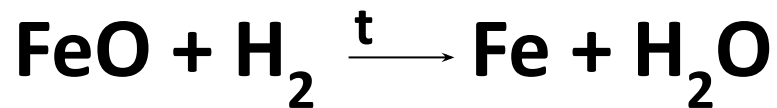
Сидерит FeCO_3

Получение железа

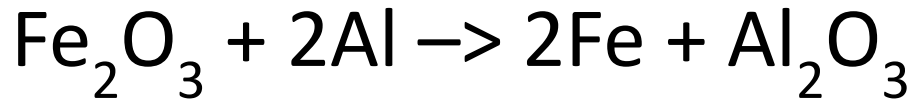
1. Восстановление оксида железа углём, водородом, угарным газом при нагревании.
2. Алюмотермия оксидов железа
3. Электрометаллургический способ



1. Восстановление оксида железа

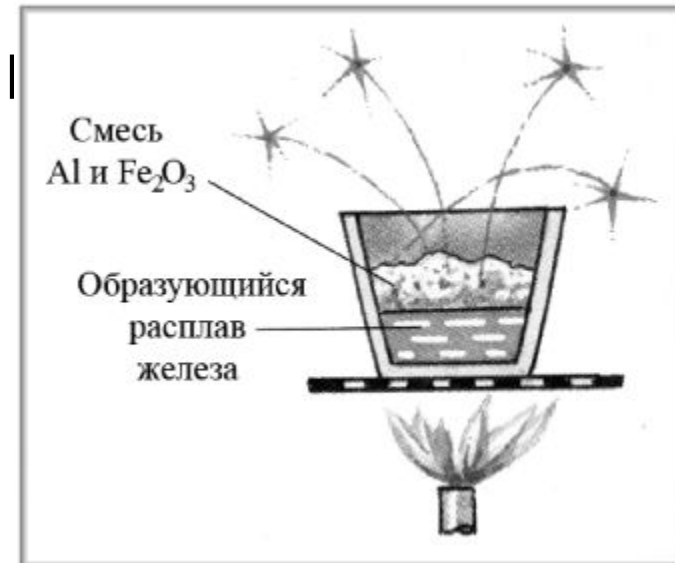


2. Алюмотермия



Восстановление железа из его оксидов с помощью алюминия

Реакция идёт при нагревании



Производство чугуна и стали

Чугун – железоуглеродистый сплав, содержащий более 2% углерода. Кроме углерода, в нем всегда присутствуют кремний (до 4%), марганец (до 2%), а также фосфор и сера. Чугун является основным исходным материалом для получения **стали**, на что расходуется примерно 80-85% всего чугуна.

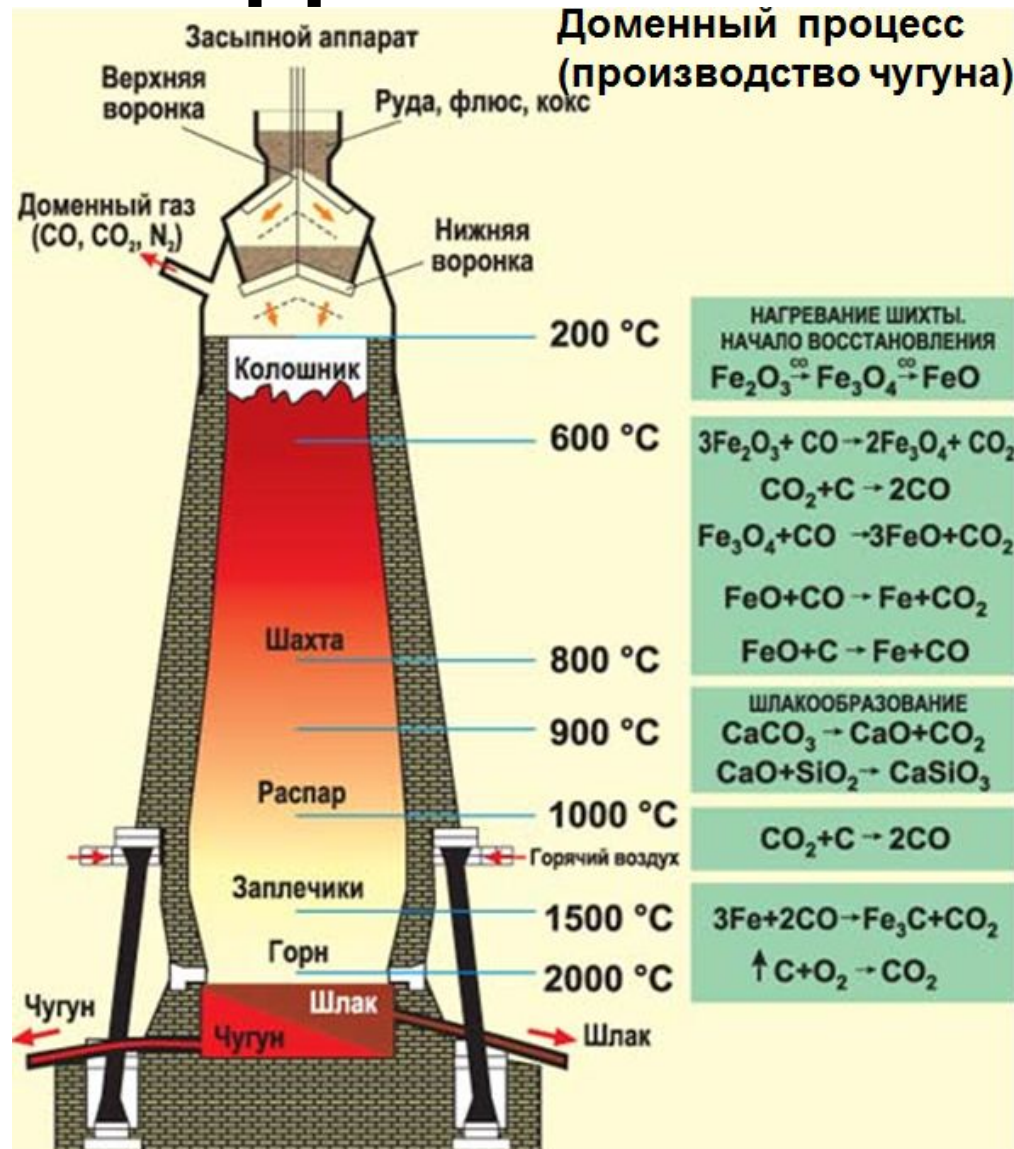
Железные руды – основной исходный материал для выплавки чугуна.

Производство чугуна

Для получения чугуна необходимо осуществить процессы восстановления железа из железных руд (минералов, содержащих железо).

Эти процессы осуществляются в так называемых **«доменных печах»**. Это сооружение высотой до 100 м, и до 10 м в диаметре.

Схема доменной печи



Этапы производства чугуна

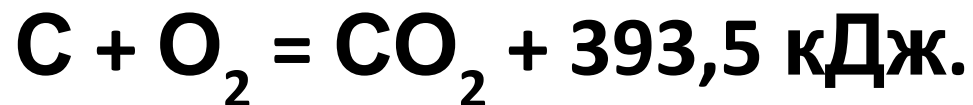


1. Минералы железа перед производством размалывают (измельчают)
2. Удаляют из порошка примеси, которые называют «пустой породой». Остаток, содержащий максимальное количество железной руды называют «обогащённой породой»
3. Добавление карбоната кальция и угля к обогащённой породе. Полученную смесь называют «шихта»

ШИХТА = железная руда + С + CaCO_3

4. Уголь предварительно нагревают без доступа воздуха. В таких условиях уголь не окисляется и превращается в пористый продукт, который называют «КОКСОМ»
5. Шихту загружают в домну (печь) и наполняют её практически до краев.
6. Через нижнее отверстие в домну подают воздух, обогащённый кислородом и начинают нагревать шихту.

В нижней части домны кокс сгорает до углекислого газа. Эта реакция экзотермическая и от большого количества выделяющегося тепла, смесь разогревается до очень высокой температуры (1900°).



При такой температуре углекислый газ восстанавливается коксом до угарного газа.

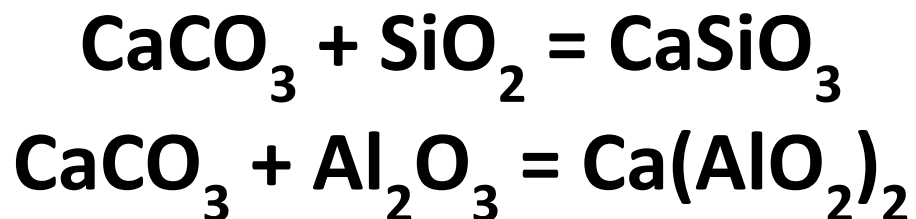


Кокс – твёрдое вещество, CO – угарный газ.

Газы легче проникают через отверстия между частицами железной руды. Поэтому площадь контакта между реагентами в этом случае гораздо больше и следовательно процесс восстановления железа протекает быстрее.

Процессы восстановления протекают по реакциям обозначенным на схеме доменной печи (см) Чем больше температура реакции, тем сильнее идёт восстановление, т.е. в нижних слоях домны.

Восстановленное железо при температуре 1535 плавится и превращается в жидкость. В нём растворяется кокс, и другие примеси, которые находились изначально в железной руде. Примеси (оксиды кремния и алюминия) ухудшают механические свойства продукта, поэтому их надо удалять. Именно для этой цели в состав шихты вносят карбонат кальция.



Силикаты и другие примеси плавятся при более низкой температуре, чем чистое железо и всплывают на поверхность. Это шлак, который удаляют через нижнее отверстие в домне.

Расплавленное железо частично вступает в реакцию с углеродом с образованием цементита (Fe_3C)

Частично углерод образует твёрдый раствор с железом. Таким образом получается **чугун**.

Полученный чугун (около 10%) используется для производства чугунных изделий (сковородки, утюги, моховики). Его называют «литейным». Оставшийся чугун (90%) переделывается в сталь. Чтобы получить сталь необходимо провести глубокое удаление углерода, серы, фосфора, кремния.

Чугун переделывается в сталь в конвертере, в который подается кислород. Он окисляет примеси. После удаления шлака получают сталь.

В последнее время всё шире в мире распространяется прямое восстановление железа с помощью метана:



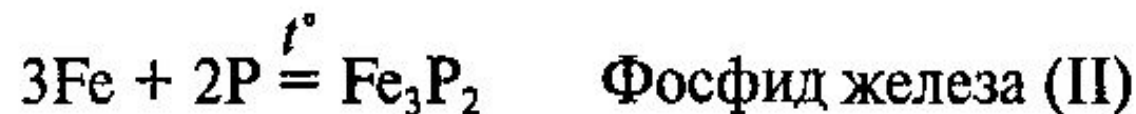
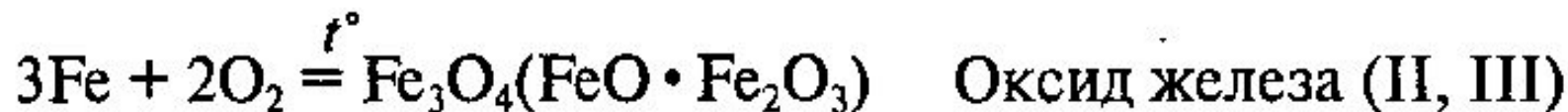
Полученный таким образом продукт содержит меньше примесей

Химические свойства железа

Железо в соединениях проявляет степени окисления +2 и +3. Менее устойчивая +6.

Железо вступает в реакции как с простыми так и со сложными веществами.

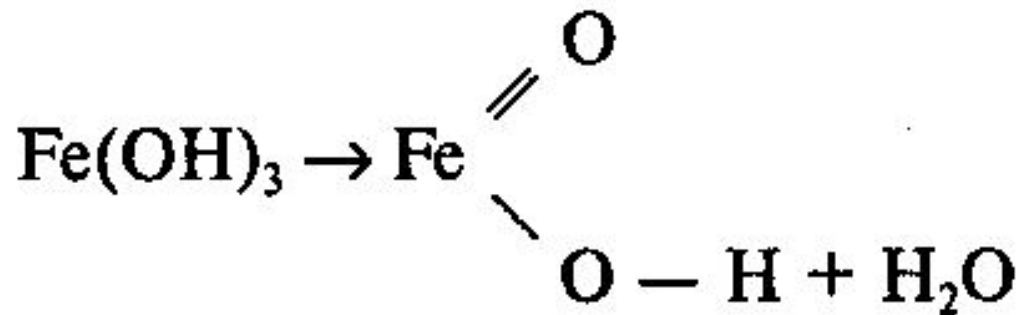
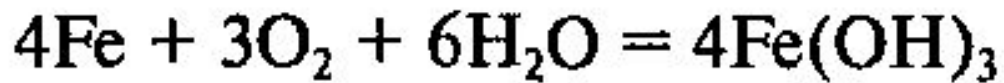
1. Взаимодействие с простыми веществами



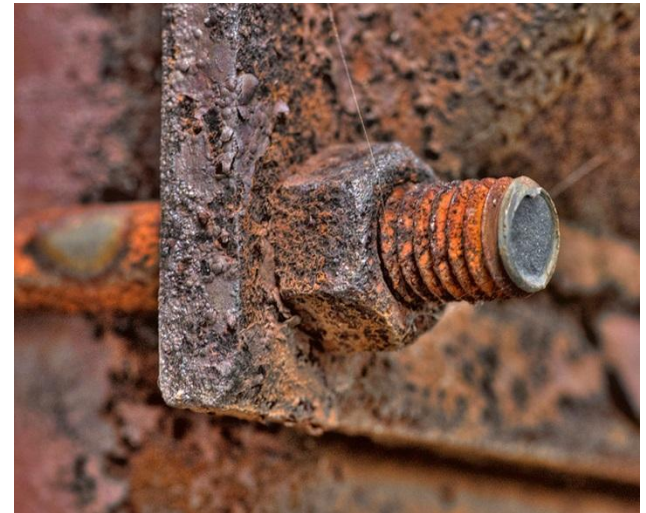
Железо реагирует с простыми веществами неметаллами **только при нагревании.**

2. Взаимодействие со сложными веществами

1. Во влажном воздухе железо подвергается коррозии и покрывается слоем ржавчины.

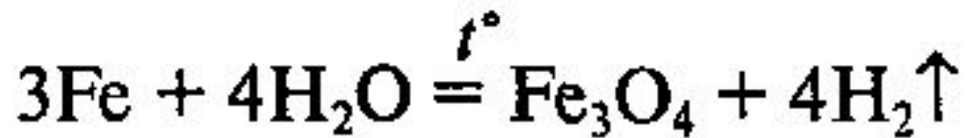


ржавчина



2. Взаимодействие со сложными веществами

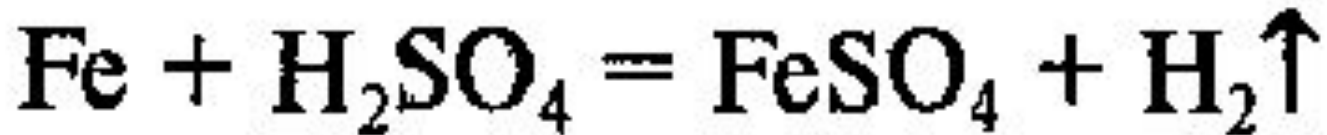
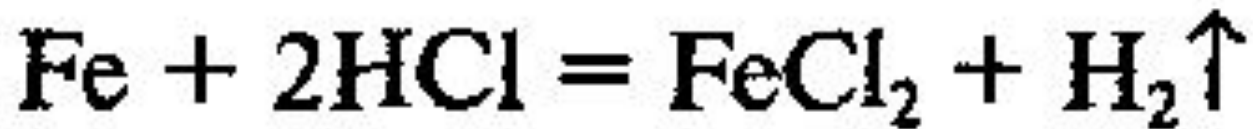
2. Раскалённое железо реагирует с водой.



Реакция протекает при **очень высокой температуре**, поэтому гидроксидов железа здесь не образуется, т.к. они разрушаются до оксидов.

2. Взаимодействие со сложными веществами

3. Железо растворяется в разбавленных кислотах без нагревания

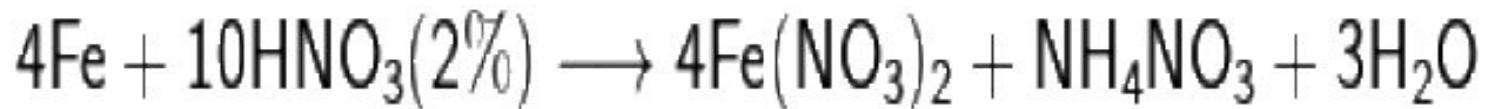


2. Взаимодействие со сложными веществами

HNO₃ разб. восстанавливается или до NO или до нитрата аммония (зависит от соотношения реагентов и концентрации азотной кислоты)



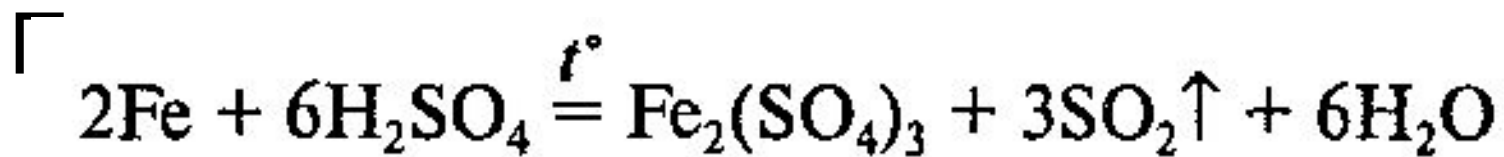
разб. 25%



очень разб.

2. Взаимодействие со сложными веществами

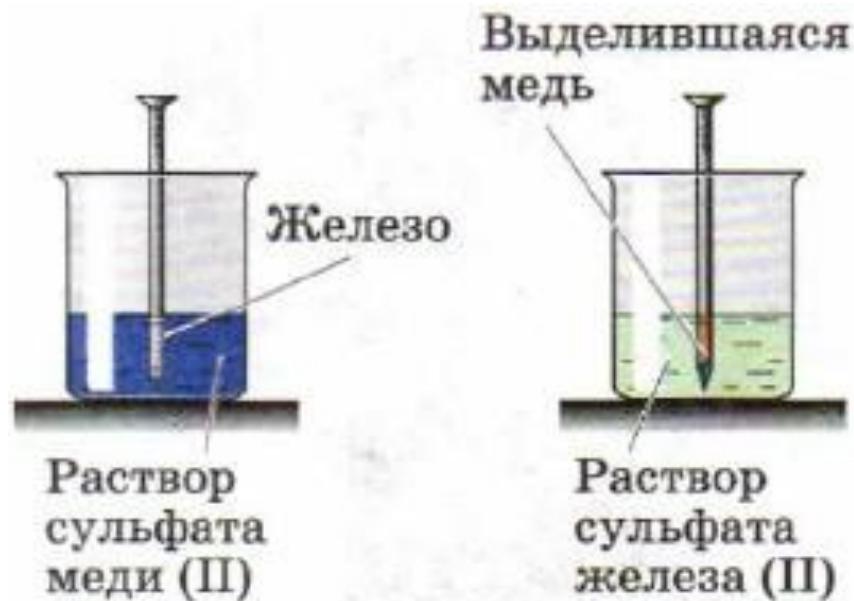
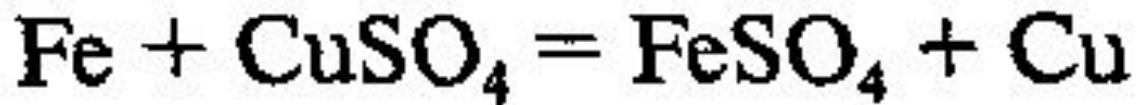
4. Железо пассивируется концентрированной азотной и серной кислотой и не реагирует с ними без нагревания.



КОНЦ

2. Взаимодействие со сложными веществами

5. Железо вытесняет менее активный металл из раствора его соли:

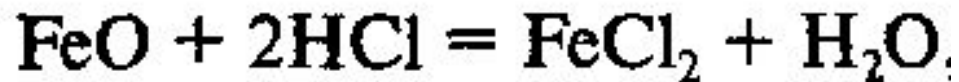


Соединения железа Fe+2

Оксид железа (II) FeO

Твёрдое вещество чёрного цвета не растворимое в воде.

Проявляет основные свойства, растворяясь в кислотах



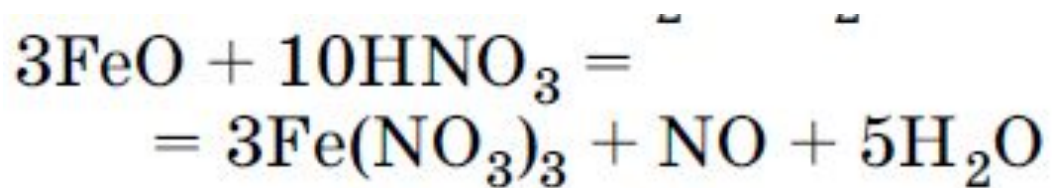
Оксид железа (II)



Соединения железа Fe+2

Оксид железа (II) FeO

**Растворяясь в азотной кислоте
проявляет восстановительные
свойства**



Оксид железа (II)

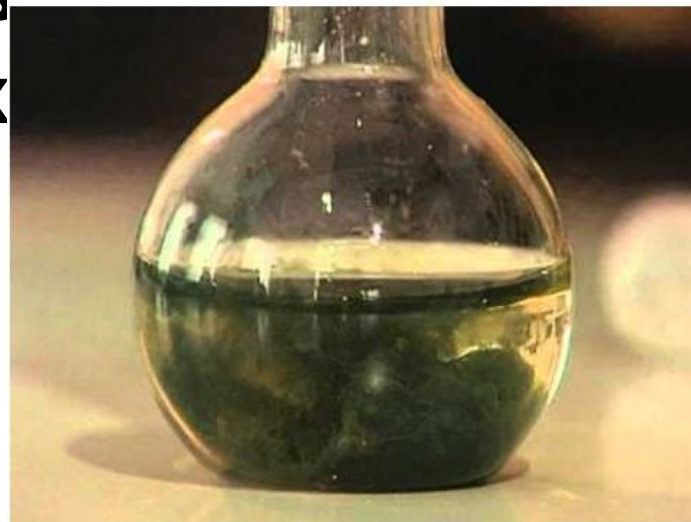
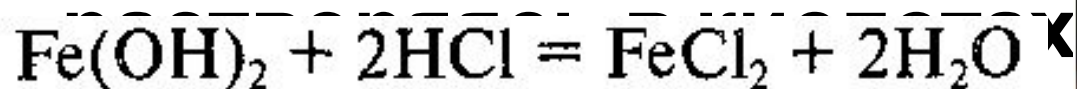


Соединения железа Fe+2

Гидроксид железа(II) Fe(OH)₂

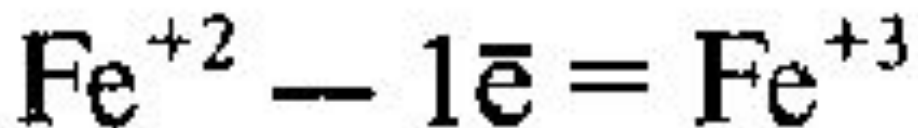
**Твёрдое вещество, белого с
зеленоватым оттенком цвета не
растворимое в воде**

Проявляет основные свойства



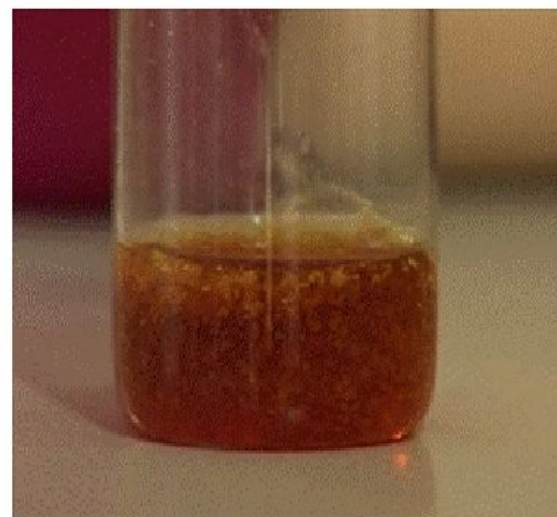
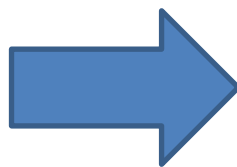
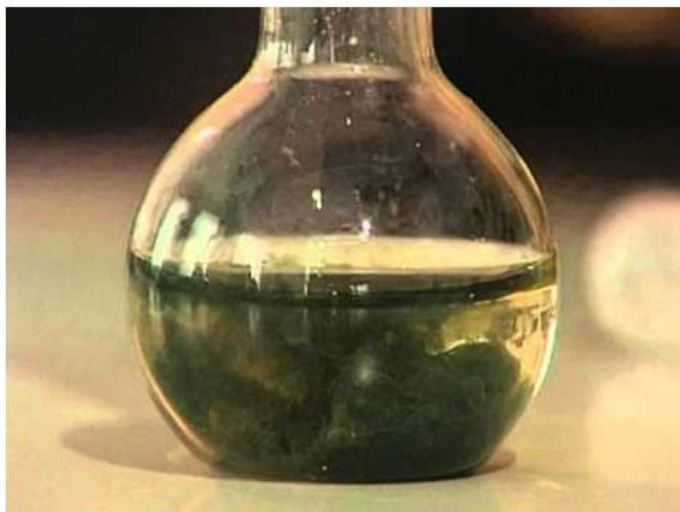
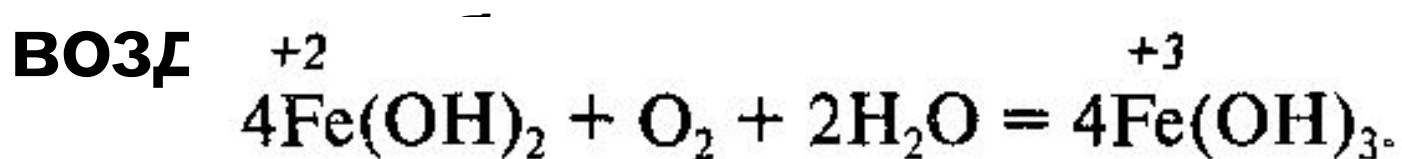
Соединения железа Fe+2

Соединения железа (II) проявляют восстановительные свойства и могут вступать в ОВР с окислителями.



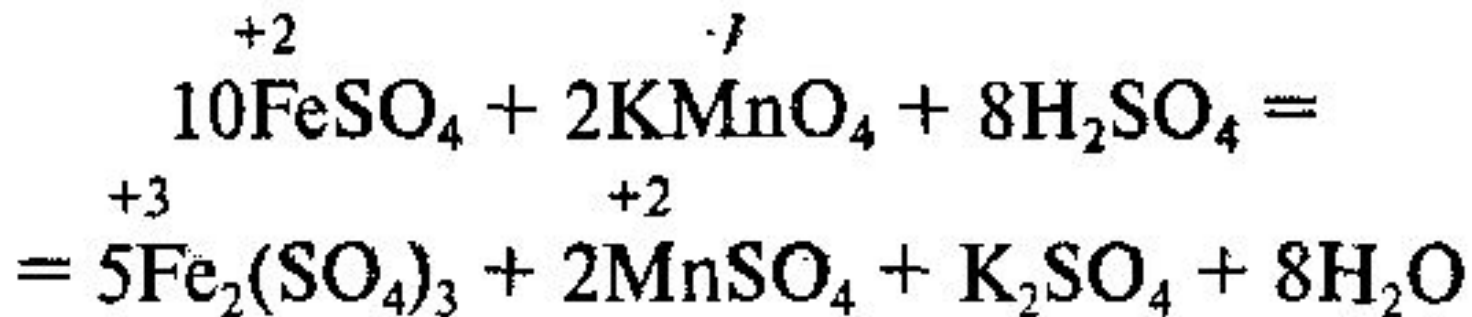
Соединения железа Fe+2

По этой причине
свежеприготовленный гидроксид
железа (II) окисляется кислородом



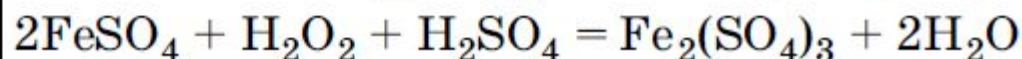
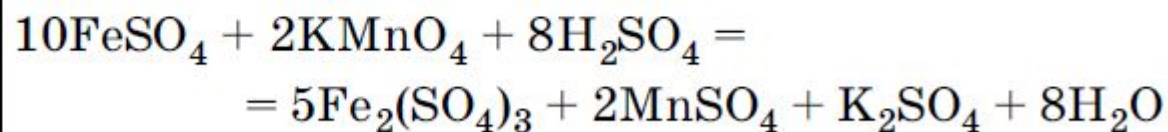
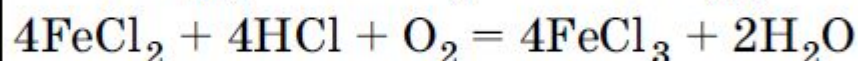
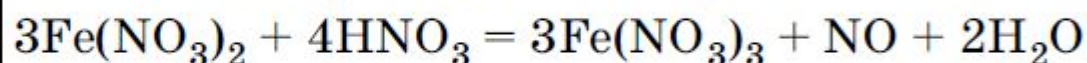
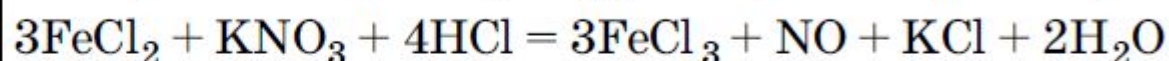
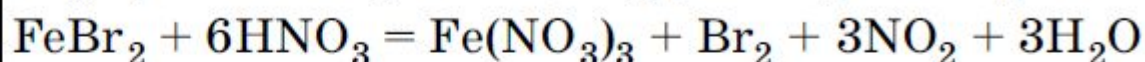
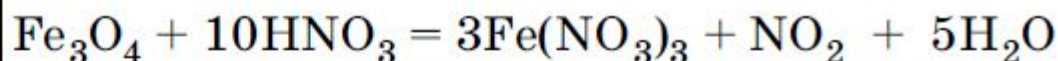
Соединения железа Fe+2

Восстановительные свойства солей железа +2 проявляются в ОВР:



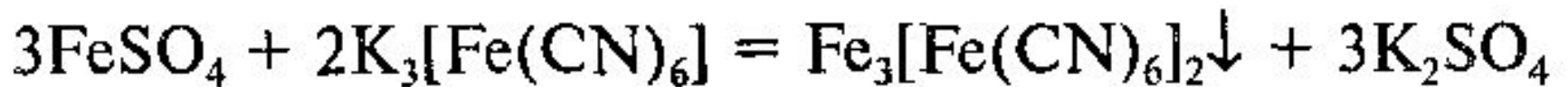
Соединения Fe+2

Сильные восстано-
вители



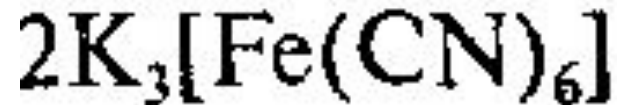
КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+2)

При взаимодействии бесцветного раствора соли железа (+2) с раствором гексоцианоферрата (III) калия появляется тёмно-синий осадок гексоцианоферрата (III) железа, который имеет название **«турнбулева синь»**



КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+2)

Гексоцианоферрат (III) калия имеет
другое название «**красная кровяная
соль**»

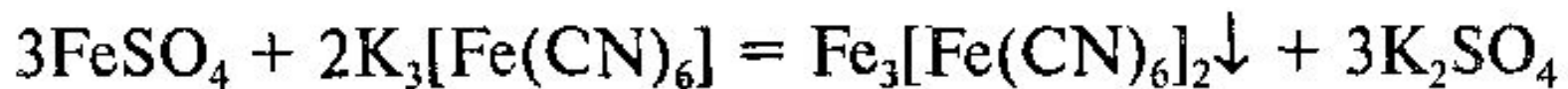
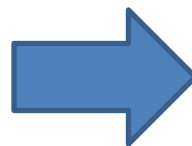


В твёрдом агрегатном состоянии имеет
красный оттенок.

Водный раствор жёлтого цвета.



КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+2)



Соединения железа Fe+3

Оксид железа (III) Fe₂O₃

**Нерастворимое в воде вещество
бурого цвета**

В отличие от оксида железа (II)

Проявляет слабые основные с

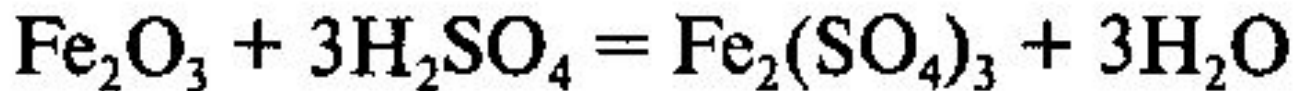
свойства и больше

склонен к амфотерности

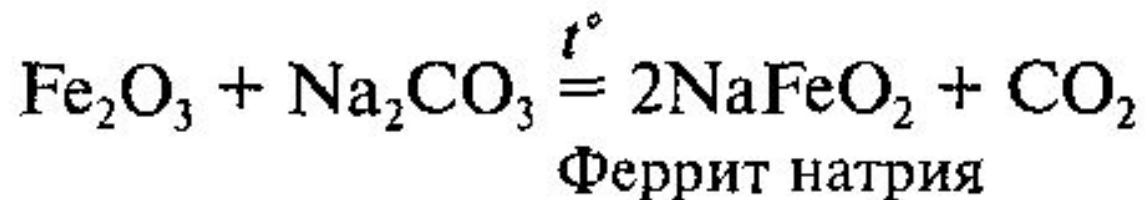
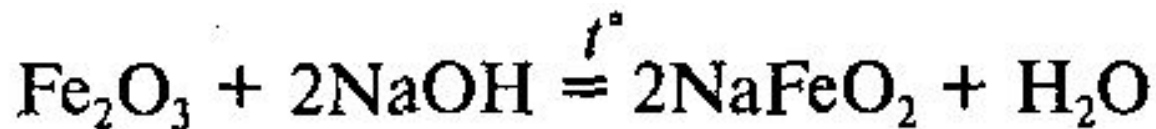


Амфотерные свойства оксида железа (III)

1. Растворяется в кислотах



2. Твёрдый сплавляется со щелочами и карбонатами щелочных металлов

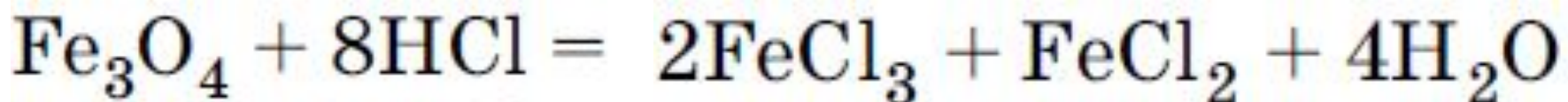


Магнитный железняк Fe_3O_4

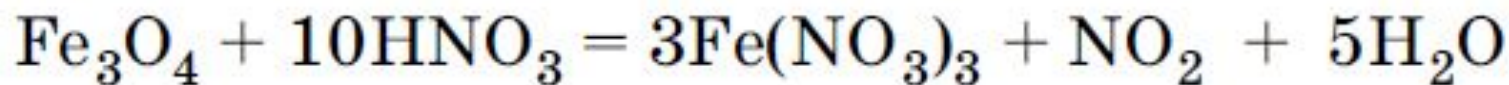
Двойной оксид железа



Растворяется в кислотах с образованием двух солей железа:

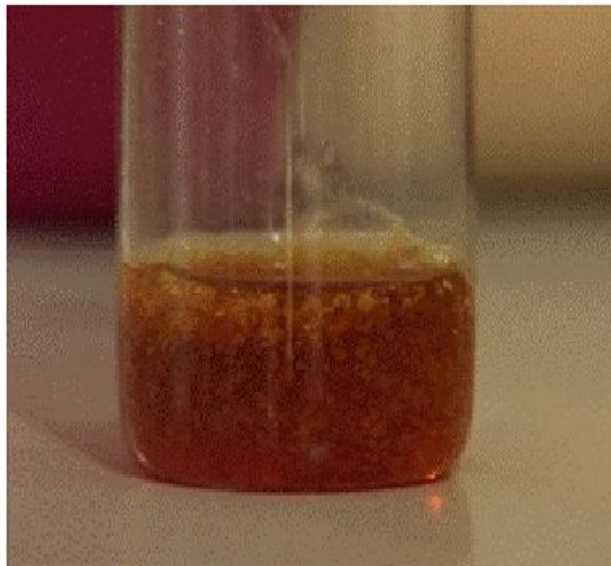


Азотная кислота его окисляет полностью до солей железа +3



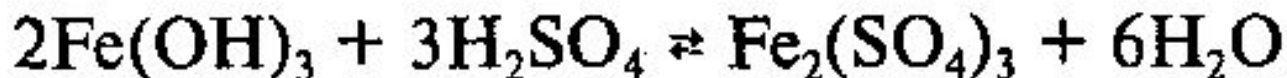
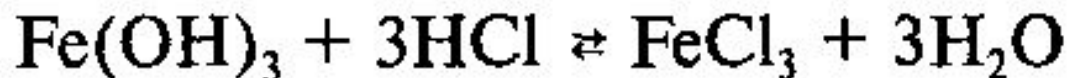
Гидроксид железа (III)

Студнеобразное нерастворимое в воде
вещество бурого цвета

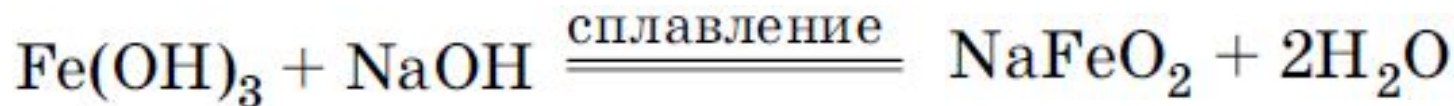


Гидроксид железа (III) амфотерен

1. Растворяется в кислотах



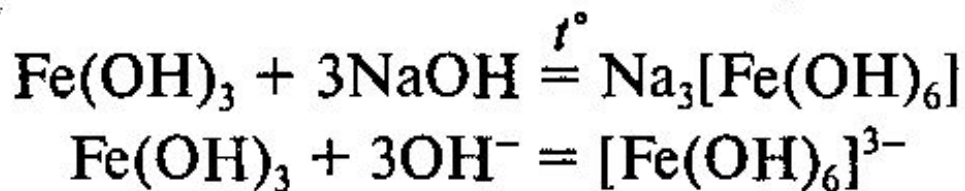
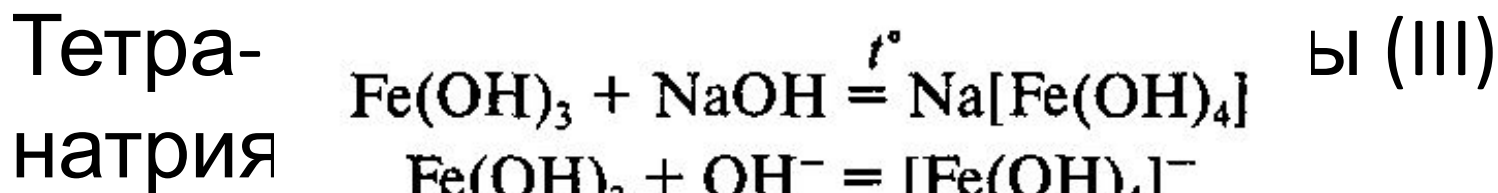
2. Сплавляется со щелочами и карбонатами щелочных металлов:



Гидроксид железа (III) амфотерен

3. В отличие от железа, оксида железа (III) растворяется в концентрированных растворах щелочей только при длительном нагревании:

При этом образуются комплексные соли с координационным числом железа 4 или 6



Соединения железа Fe⁺³

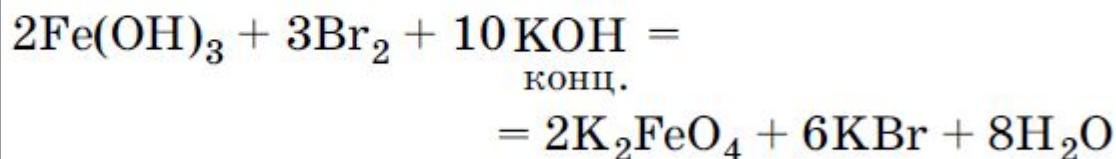
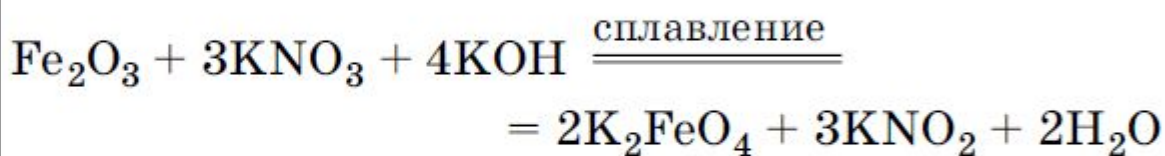
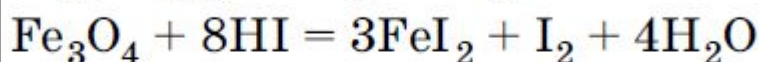
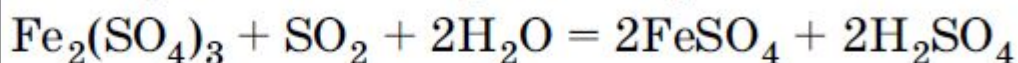
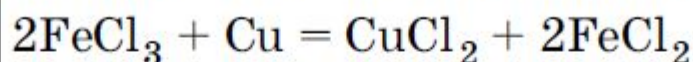
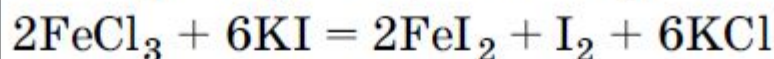
Соединения железа (III) проявляют окислительные свойства и могут вступать в ОВР с восстановителями.



Соединения Fe+3

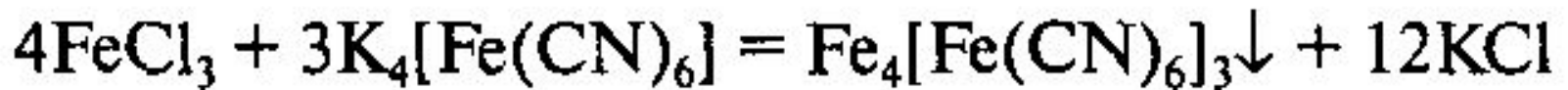
Слабые окислители, поэтому FeI_3 и Fe_2S_3 в растворе получить нельзя

При действии сильных окислителей проявляют восстановительные свойства и переходят в соединения железа(VI) (ферраты), которые устойчивы только в щелочной среде



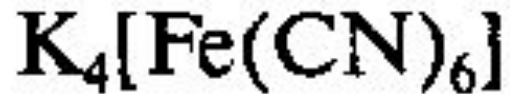
КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+3)

При взаимодействии желтоватого раствора соли железа (+3) с раствором гексоцианоферрата (II) калия появляется тёмно-синий осадок гексоцианоферрата (II) железа, который имеет название **«берлинская лазурь»**



КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+3)

Гексоцианоферрат (II) калия имеет другое название «**жёлтая кровяная соль**».



В твёрдом агрегатном состоянии имеет жёлтый оттенок.

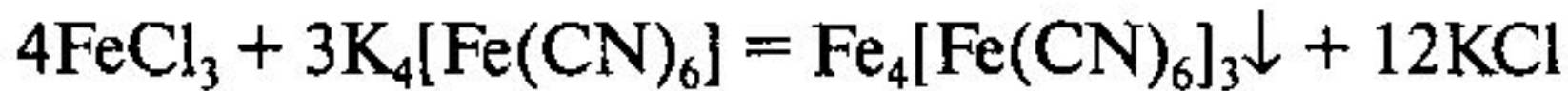
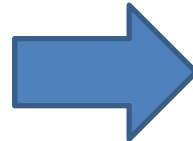
Водный раствор жёлтого цвета.



КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+3)

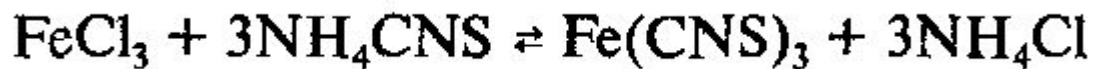


+



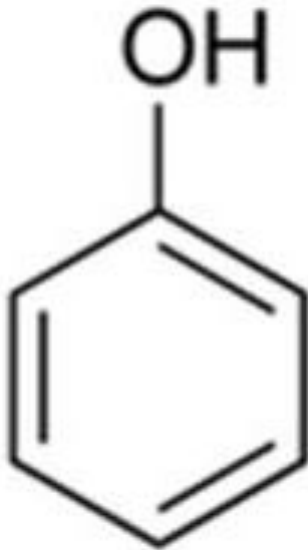
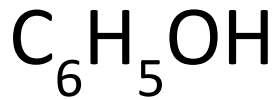
КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+3)

Ещё одна реакция для идентификации катиона железа Fe^{+3} это взаимодействие с раствором роданида аммония (тиоционатом аммония) с образованием ярко-красного раствора тиоцианата железа (III)

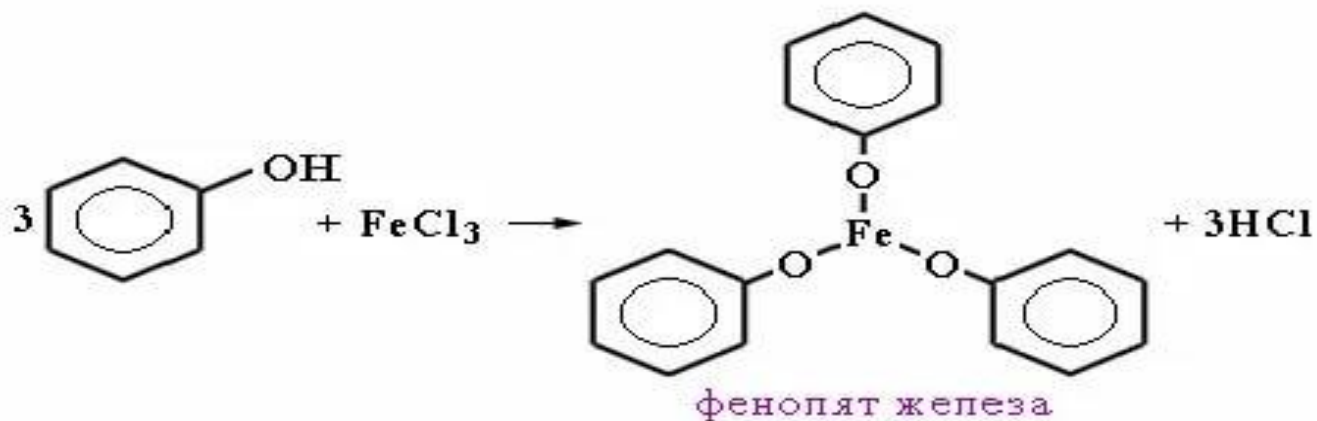


КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАТИОН ЖЕЛЕЗА (+3)

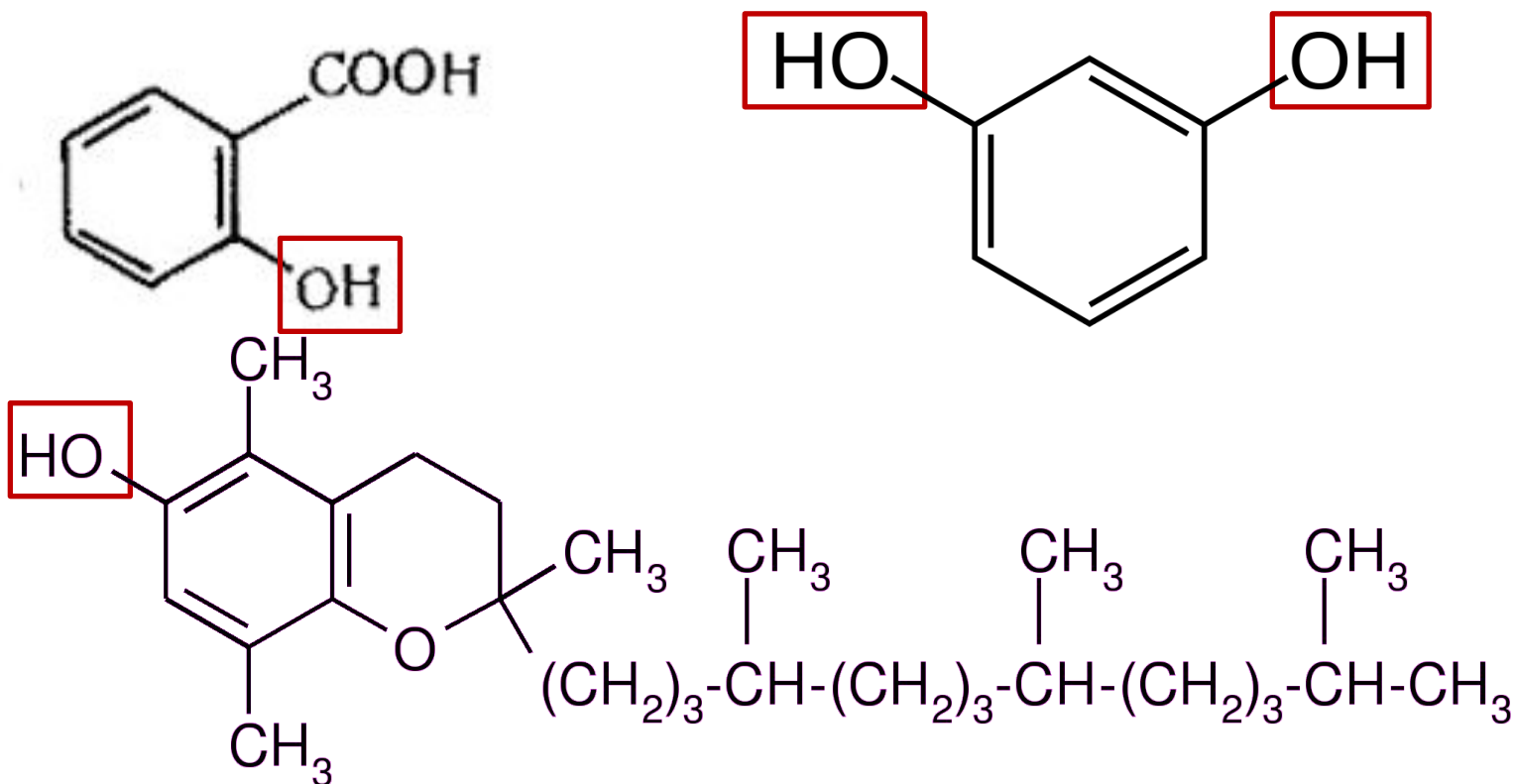
Хлорид железа (III) используется для идентификации органических соединений из класса фенолы. Формула фенола



Фенол даёт реакцию с хлоридом железа (III) с образованием сине-фиолетового продукта фенолята железа



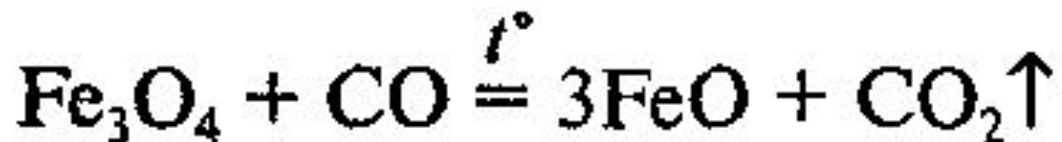
Хлорид железа может быть использован для идентификации практически всех органических соединений содержащих фенольные гидроксилы.



Получение оксидов и гидроксидов железа

Оксид железа (II)

1. Разложение гидроксида в атмосфере инертного газа без доступа кислорода
$$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$$
 (при нагревании)
2. Восстановление из смешанного оксида железа:

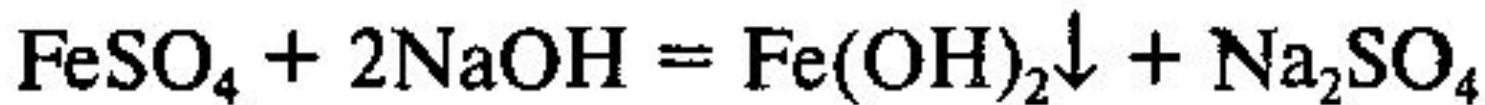


Получение оксидов и гидроксидов железа

Гидроксид железа (II)

Из солей железа +2

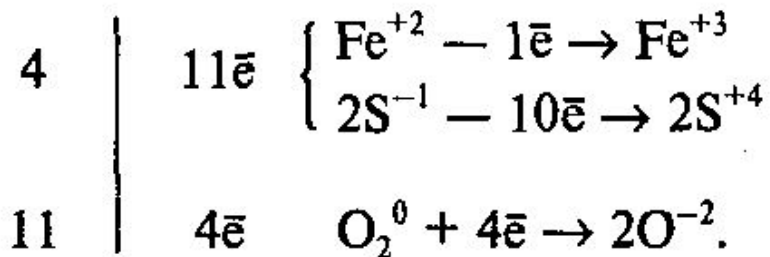
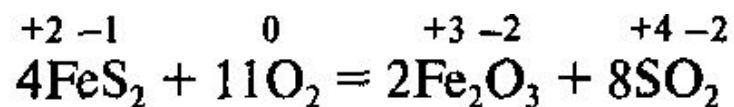
БЕЗ ДОСТУПА ВОЗДУХА



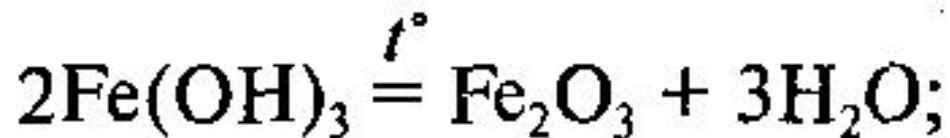
Получение оксидов и гидроксидов железа

Оксид железа (III)

1. Обжиг пиррита



2. Разложение гидроксида железа (III)

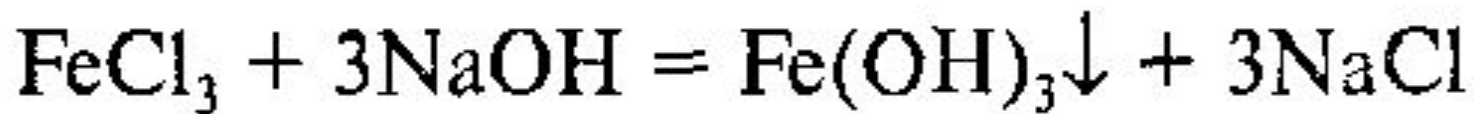


Получение оксидов и гидроксидов железа

Гидроксид железа (III)

Из солей железа +3

ДОСТУП ВОЗДУХА ВОЗМОЖЕН



Ферраты

Соли содержащие феррат ион FeO_4^{-2} .

Соответствуют железной кислоте H_2FeO_4

Как правило окрашены в фиолетовый цвет. С солями бария образуют фиолетовый осадок феррата бария BaFeO_4



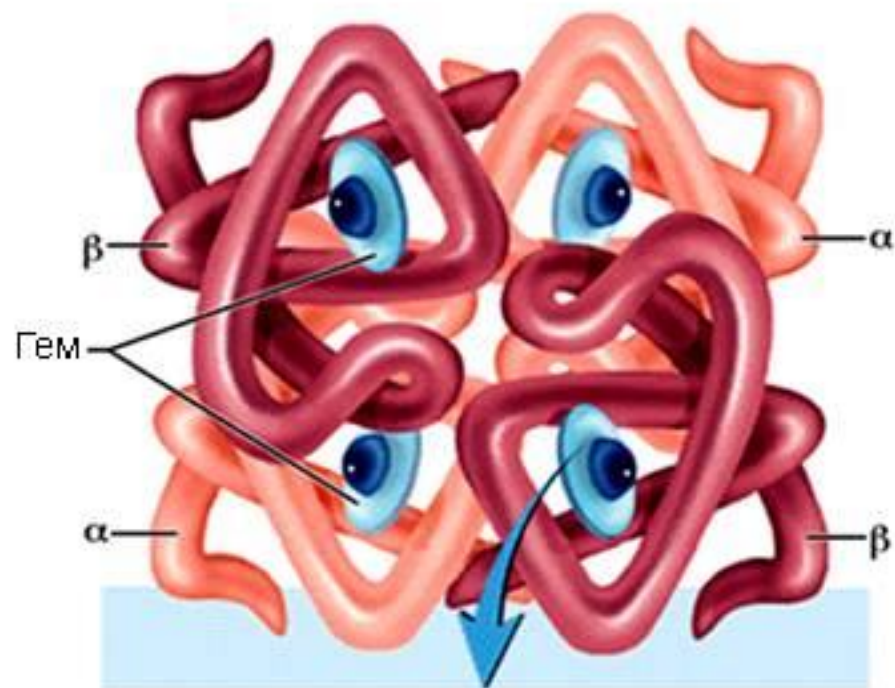
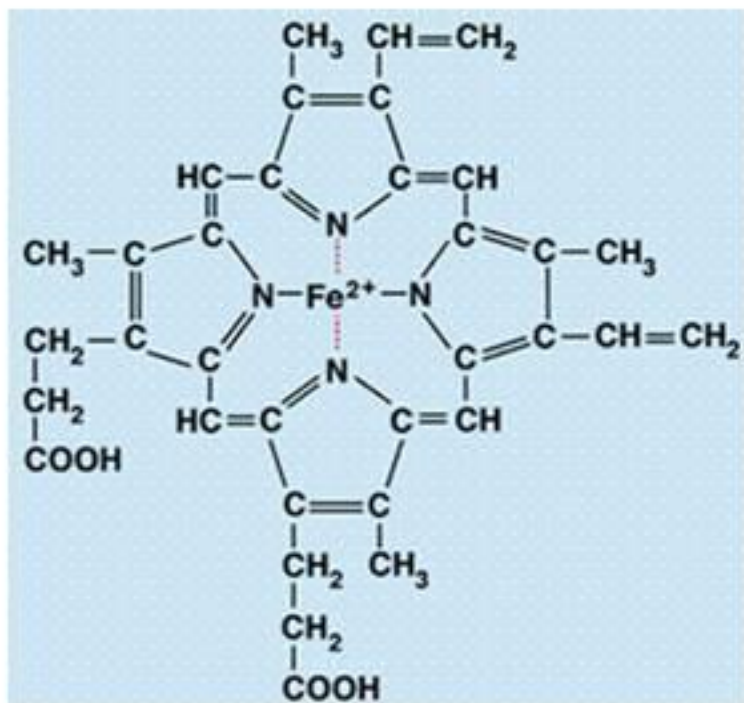
Биологическое значение железа

Железо является макроэлементом, который входит в состав гемоглобина – белка, который транспортирует кислород от лёгких до тканей и углекислый газ от тканей к лёгким. Гемоглобин состоит из двух частей.

Глобина – белковой части и небелковой части – гема, в составе которого находится железо.

Гемоглобин находится в составе эритроцитов крови (красные кровяные клетки)



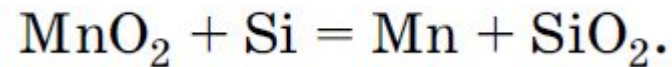


СТРУКТУРА ГЕМА

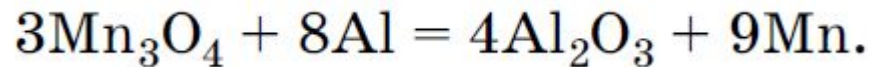
Строение гемоглобина

Получение марганца

1. Восстановление углеродом или кремнием оксидов марганца



2. Алюмотермия

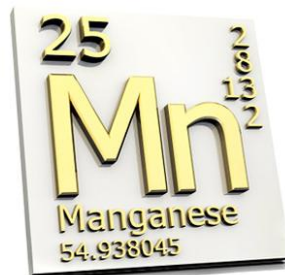


3. Электролиз раствора MnSO_4

Химические свойства

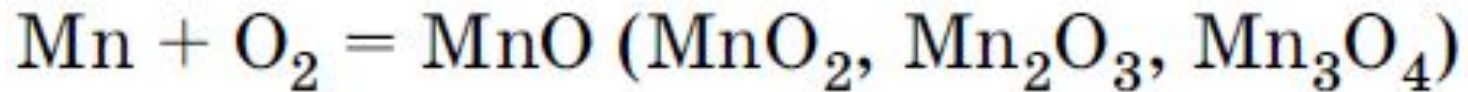
Марганец окрашен в светло-серый цвет, а порошок его в чёрный цвет. На воздухе покрывается оксидной плёнкой, поэтому вступает в химические реакции только в мелкораздробленном состоянии.

Mn проявляет степени окисления +2; +4; +6; +7 в соединениях.



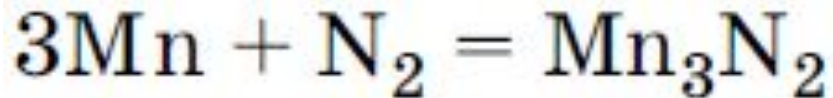
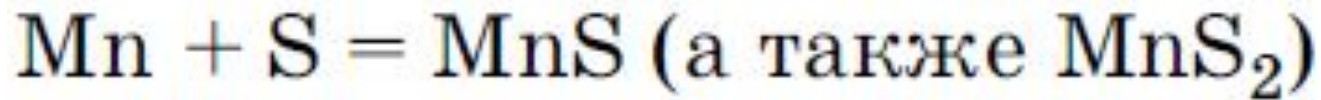
1. Взаимодействие с простыми веществами

1. Марганец реагирует с кислородом с образованием различных оксидов, состав которых зависит от температуры

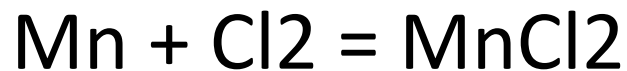


1. Взаимодействие с простыми веществами

2. Марганец реагирует с другими неметаллами при нагревании

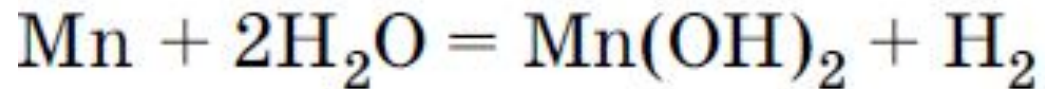


С хлором реагирует без нагревания:

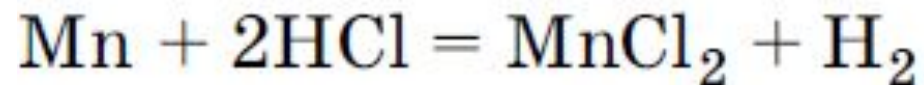


Взаимодействие со сложными веществами

1. С водой реагирует марганец медленно при комнатной температуре, при нагревании быстрее.



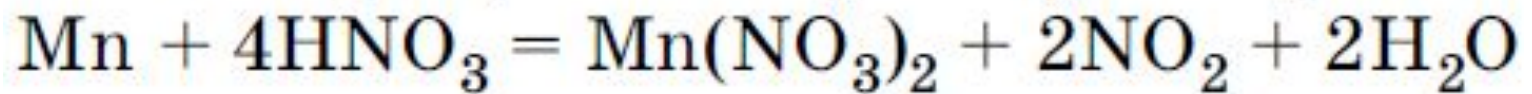
2. Растворяется в разбавленных кислотах неокислителях без нагревания:



Взаимодействие со сложными веществами

3. Растворяется в горячих концентрированных азотной и серной

КИ



На холоду марганец пассивируется этими кислотами

4. Разбавленная азотная кислота



Взаимодействие со сложными веществами

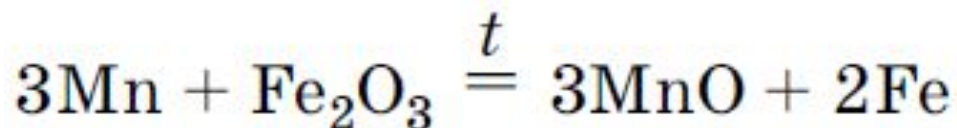
5. Взаимодействие со щелочными расплавами окислителей



6. Взаимодействие с растворами солей



7. Взаимодействие с оксидами металлов



Оксиды и гидроксиды марганца

Кислотно-основные характеристики
оксидов и гидроксидов марганца

MnO Основный оксид	Mn_2O_3 Основный оксид	MnO_2 Амфотерный оксид	MnO_3 Кислотный оксид	Mn_2O_7 Кислотный оксид
$Mn(OH)_2$ Слабое основание	$Mn(OH)_3$ Слабое основание	$Mn(OH)_4$ Амфотерный гидроксид	H_2MnO_4 Слабая кислота, существует только в водном растворе	$HMnO_4$ Сильная кислота, неустойчива

УСИЛЕНИЕ КИСЛОТНЫХ СВОЙСТВ



УСИЛЕНИЕ ОСНОВНЫХ СВОЙСТВ



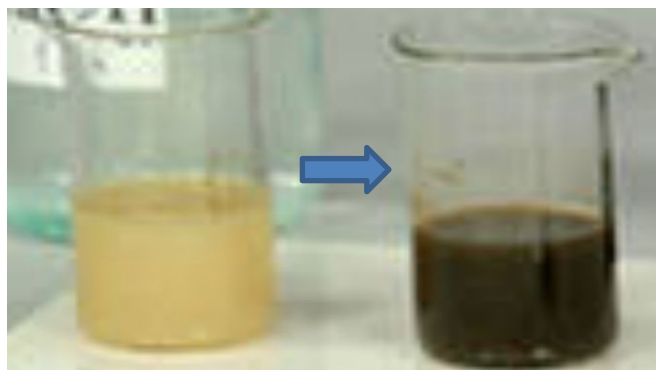
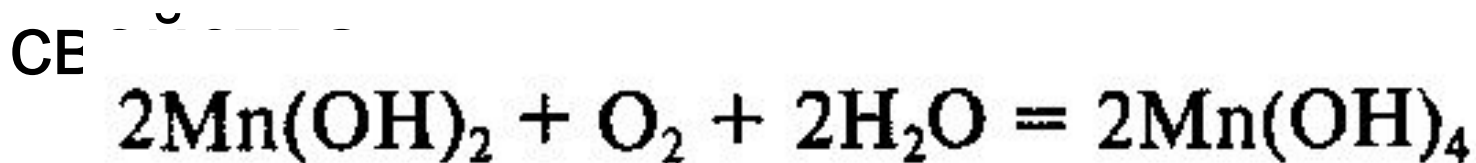
Оксиды марганца

Сравнительная характеристика физических свойств

Название	Формула	Температура плавления	Температура кипения	Цвет
Оксид марганца(II)	MnO	1780 °C	3127 °C	зелёный
Оксид марганца(II,III)	Mn_3O_4	1590 °C	2627 °C	коричневый
Оксид марганца(II,IV)	Mn_5O_8			
Оксид марганца(III)	Mn_2O_3	940 °C (разл.)		тёмно-коричневый
Оксид марганца(IV)	MnO_2			бурый
Оксид марганца(VI)	MnO_3			
Оксид марганца(VII)	Mn_2O_7	5,9 °C		тёмно-зелёный

Гидроксид марганца (II) $Mn(OH)_2$

Светло-розовые кристаллы
нерастворимые в воде. На воздухе
окисляясь темнеет. Проявляет основные



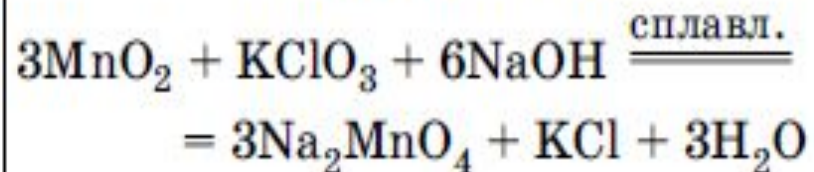
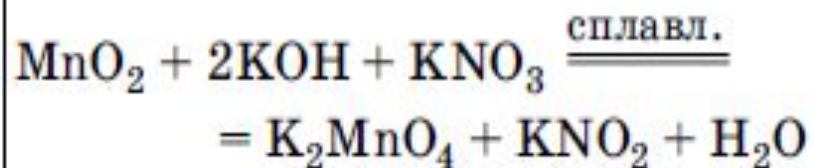
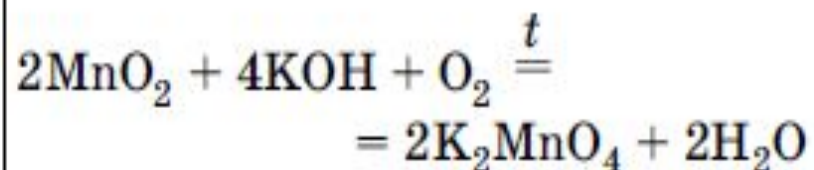
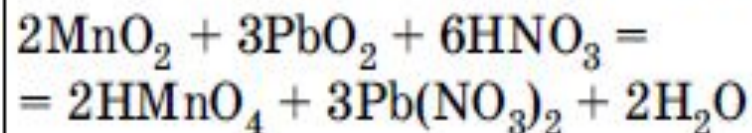
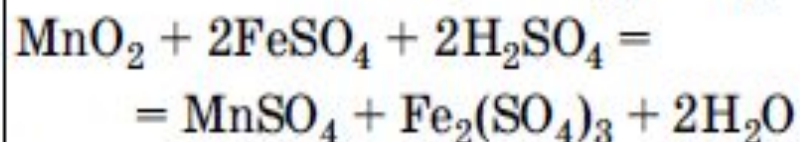
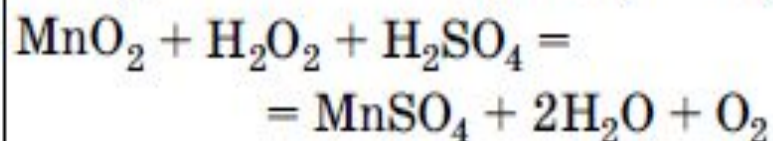
Окислительно-восстановительные свойства

Степень окисления марганца	Свойства соединений	Уравнения реакций
+2	<p>Проявляют окислительно-восстановительную двойственность, но восстановительные свойства преобладают. Под действием сильных окислителей в кислотной среде превращаются в кислоты H_2MnO_4 и HMnO_4, в щелочной — в их соли, в нейтральной — в MnO_2</p> <p>Окислительные свойства проявляют при действии сильных восстановителей</p>	$2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 5\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3 =$ $= 2\text{HMnO}_4 + 5\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnSO}_4 + 2\text{KBrO} + 4\text{KOH} =$ $= \text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{KBr} +$ $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= 5\text{MnO}_2 + 4\text{HNO}_3 + 2\text{KNO}_3$ $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 =$ <p style="text-align: center;">воздух</p> $= 2\text{Mn}(\text{OH})_4 \text{ (точнее, оксогидроксид марганца(IV) } \text{MnO}(\text{OH})_2)$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 = \text{MnO}_2 + 2\text{HBr}$ $\text{MnCl}_2 + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{Mn}.$

+4

Обладают выраженными окислительными свойствами

При действии более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства: в кислотной среде образуются производные марганца(VII) (перманганаты малиново-фиолетового цвета); в щелочной среде — производные марганца(VI) (манганаты зеленого цвета)



Степень окисления марганца	Свойства соединений	Уравнения реакций
+6	<p>Сильные окислители, особенно в кислотной среде</p> <p>При действии более сильных окислителей проявляют восстановительные свойства</p> <p>В растворах слабых кислот и в нейтральной среде диспропорционируют</p>	$\begin{aligned} \text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HCl} &= \\ &= \text{MnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} \\ 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 &= \\ &= 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KCl} \\ 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{CO}_2 &= \\ &= \text{MnO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 \\ 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} &= \\ &= \text{MnO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{KOH} \end{aligned}$

<p>+7</p>	<p>Сильные окислители, в зависимости от pH среды перманганат ион MnO_4^- (раствор малиново-фиолетового цвета) может восстанавливаться: в кислотной среде — до марганца(II) (бесцветный раствор);</p> <p>в нейтральной — до марганца(IV) (осадок бурого цвета);</p> <p>в щелочной — до марганца(VI) (раствор зеленого цвета)</p> <p>При нагревании KMnO_4 разлагается</p>	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{O}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 5\text{Zn} = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{ZnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 5\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{HNO}_3 + 2\text{KNO}_3$ $2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$ $2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
-----------	--	---

Хром

Основные минералы, содержащие хром:

крокоит PbCrO_4

уваровит $\text{Ca}_3\text{Cr}_2(\text{SiO}_4)_3$

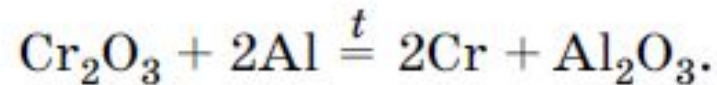
хромистый железняк $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$

Металлический хром – блестящий серебристо-белый металл. В соединениях хром проявляет степени окисления

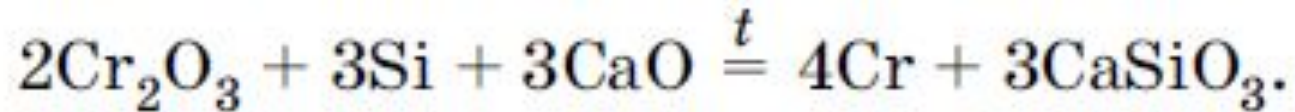


Получение хрома

1. Алюмотермия



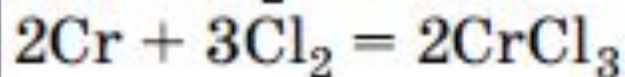
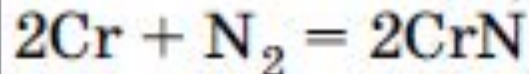
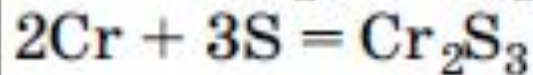
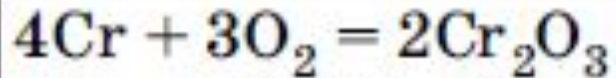
2. Кремнетермия



3. Электролиз растворов солей

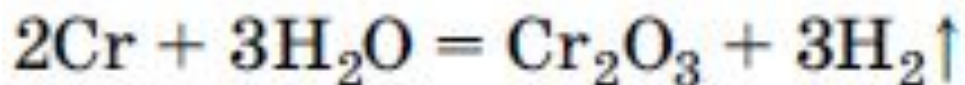
Взаимодействие с простыми веществами

Хром реагирует с простыми веществами только при нагревании, так как покрывается прочной оксидной плёнкой, которая разрушается при высокой температуре.



Взаимодействие со сложными веществами

1. Хром вступает в реакцию с парами воды

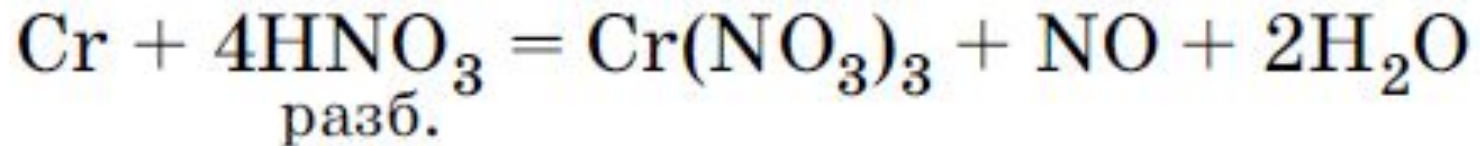


2. С кислотами неокислителями реагирует по-разному в зависимости от

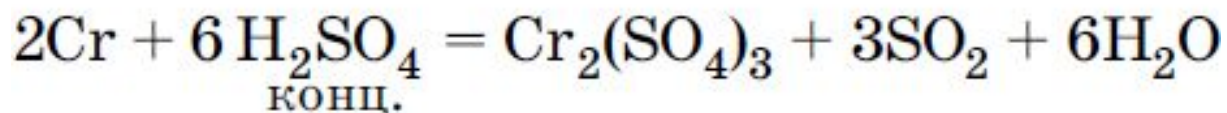
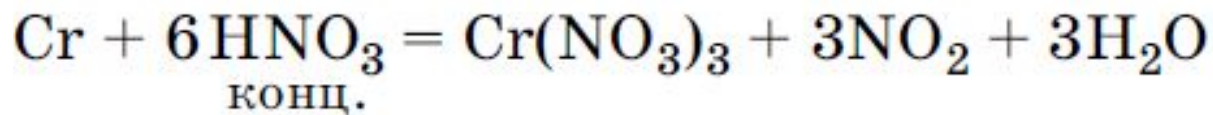
$\text{Cr} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	В отсутствие O_2
$\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ разб.	
$4\text{Cr} + 12\text{HCl} + 3\text{O}_2 = 4\text{CrCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	В присутствии O_2

Взаимодействие со сложными веществами

3. Хром растворяется в азотной разбавленной кислоте на холоду

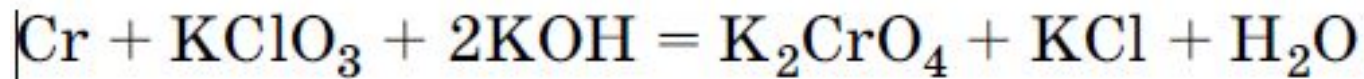


4. С концентрированными кислотами окислителями реагирует только при нагревании (пассивируется на холоду)

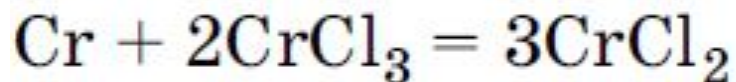


Взаимодействие со сложными веществами

5. Хром взаимодействует со щелочными растворами окислителей, образуя раствор хромата жёлтого цвета



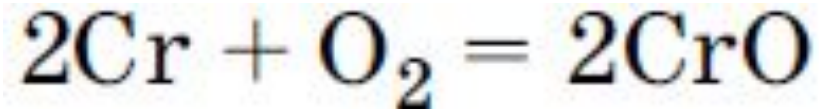
6. Взаимодействие с солями (вторая реакция идёт при нагревании)



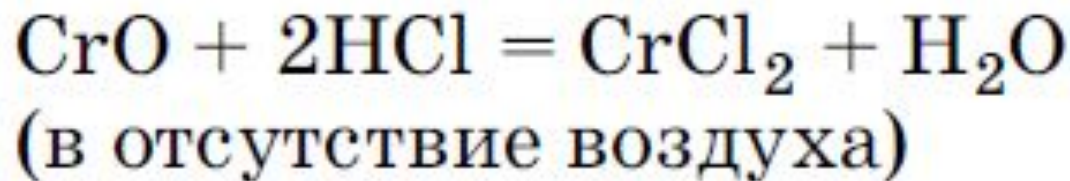
Оксид хрома (II)

Чёрное кристаллическое вещество нерастворимое в воде.

Получить его можно окисляя амальгамированный хром на воздухе.



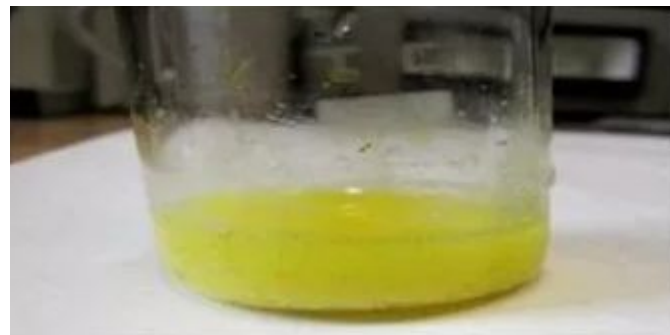
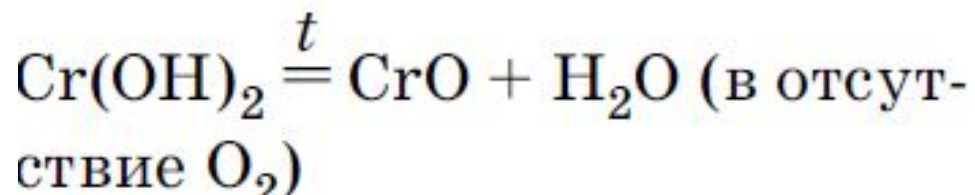
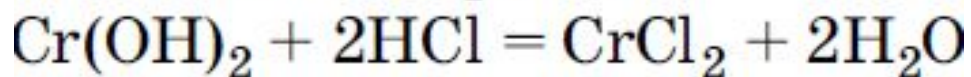
Является основным оксидом.



Гидроксид хрома (II)

Нерастворимый в воде гидроксид жёлтого цвета, проявляющий основные свойства

Основной гидроксид:

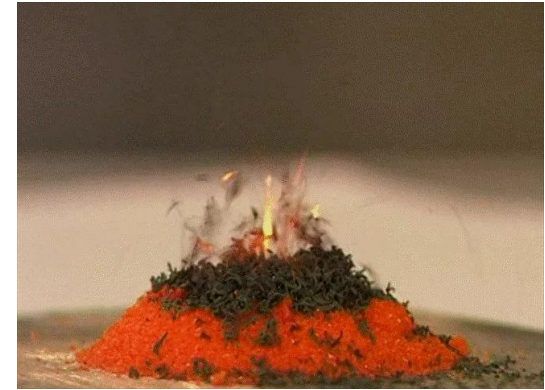
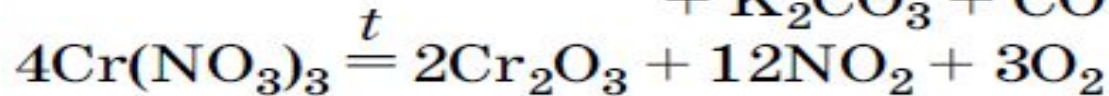
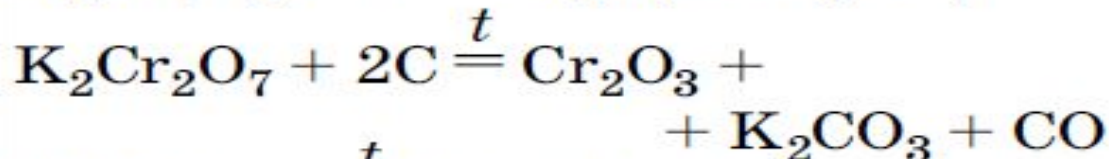
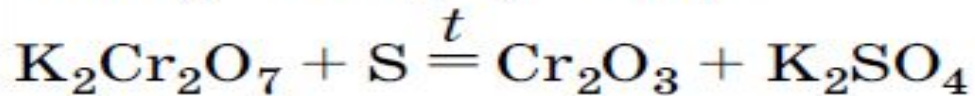
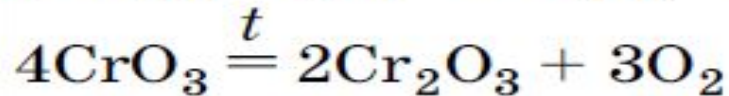
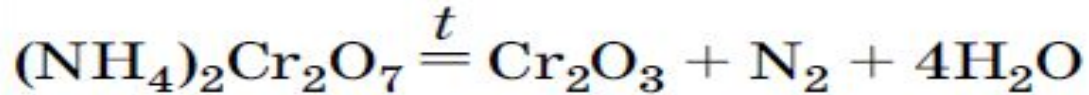
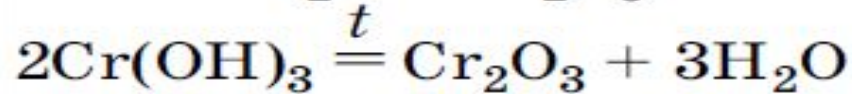
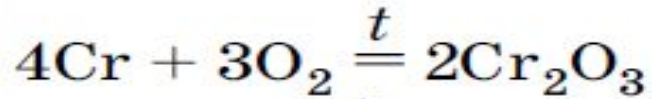


Оксид хрома (III)

Амфотерный твёрдый оксид зелёного цвета нерастворим в воде.



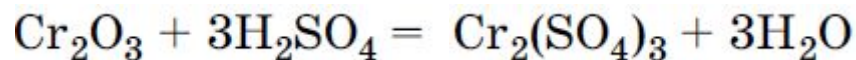
Получение



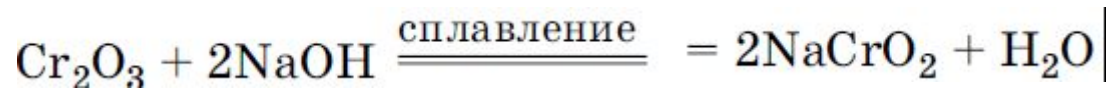
- Разложение дихромата аммония «химический вулкан»

Амфотерные свойства Cr_2O_3

1. Растворяется в кислотах



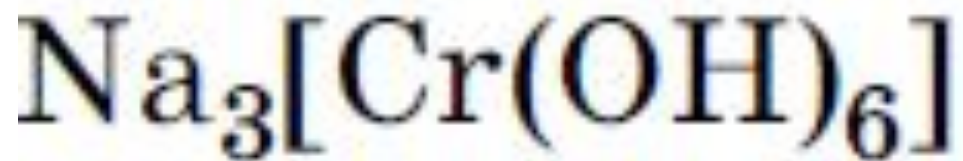
2. Сплавляется со щелочами, образуя хромиты



3. Сплавляется с карбонатами щелочных металлов, образуя хромиты



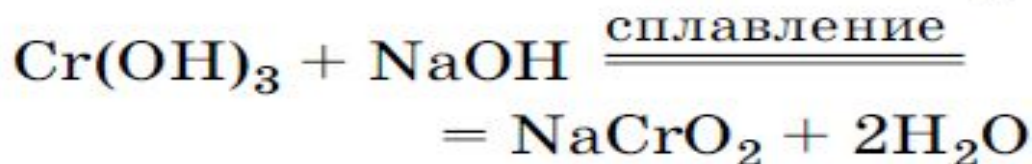
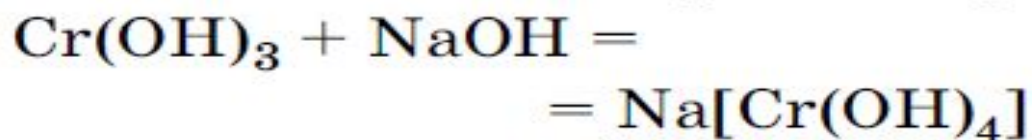
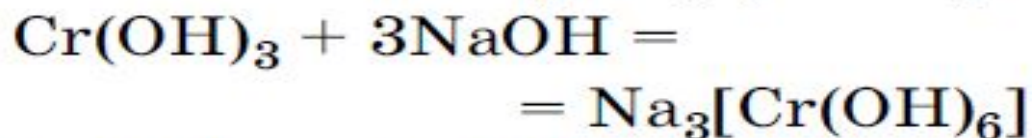
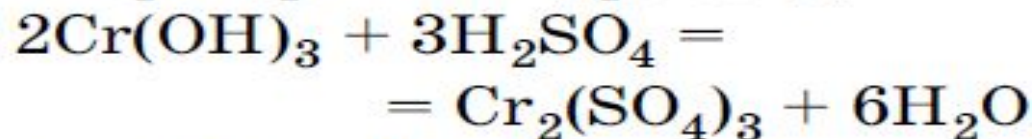
С водным раствором щёлочи образуется комплексная соль – гексагидрохромоат (III) натрия



Гидроксид хрома (III)

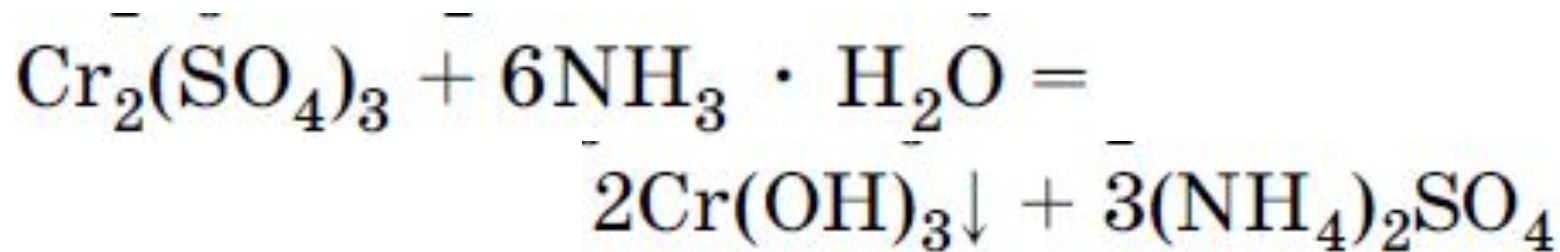
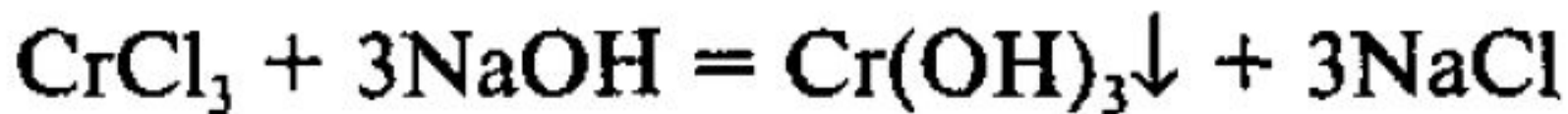
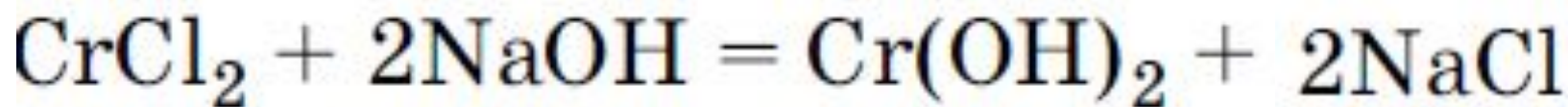
Амфотерный гидроксид, нерастворимый в воде серо-зелёного цвета, но растворимый в кислотах и щелочах (и сплавляется со щелочами)

Амфотерный гидроксид:

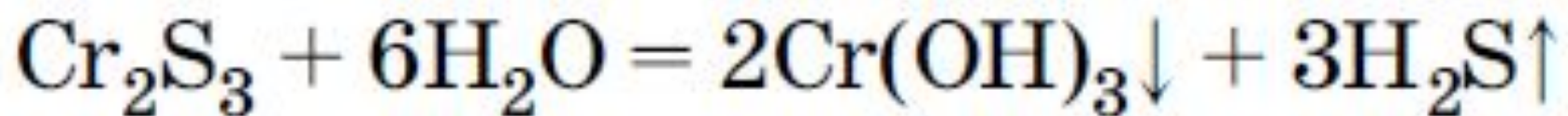


Получение гидроксидов хрома

Гидроксиды хрома получают путём добавления щёлочи в к растворам солей хрома



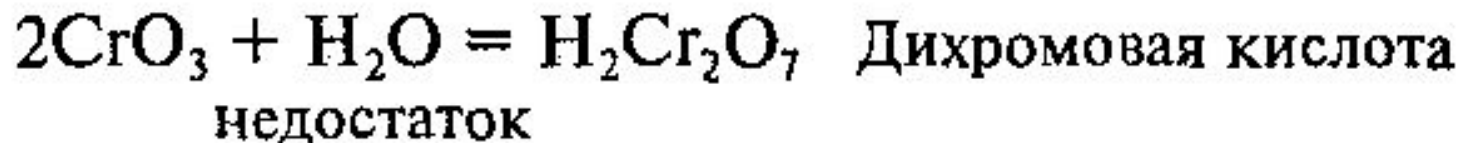
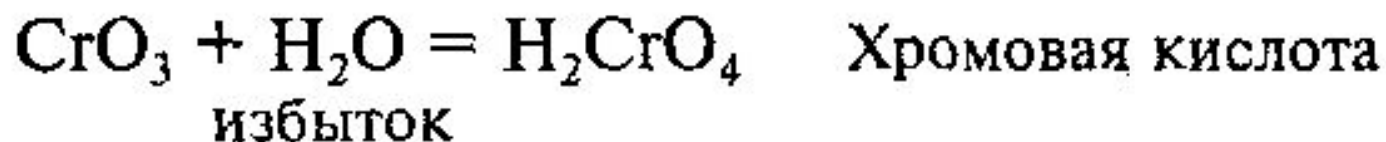
Или используют необратимый гидролиз солей хрома:



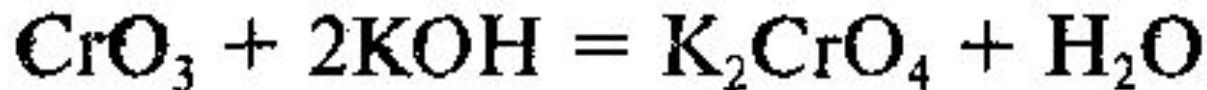
CrO_3 оксид хрома

Кристаллическое вещество красного цвета, кислотного характера.

Растворяется в воде и образует две



Реаг

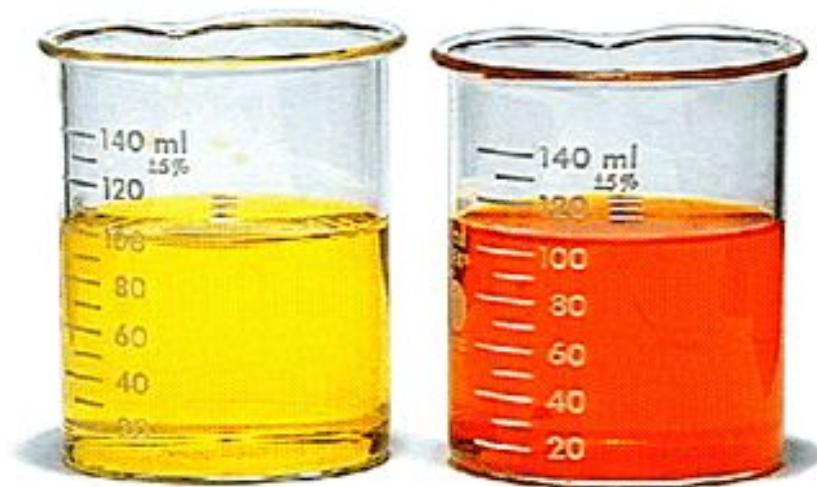
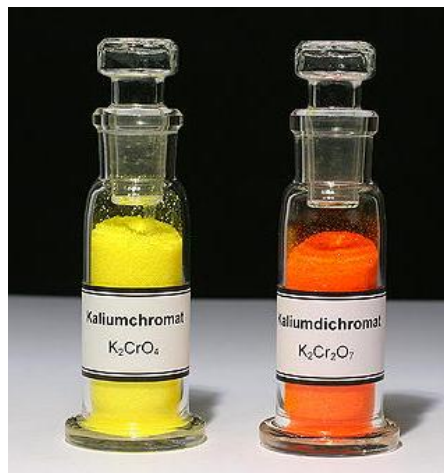


Хроматы и дихроматы

Соли хромовой и дихромовой кислот.

Хроматы существуют только в щелочной среде (жёлтого цвета соли).

Дихроматы в кислой среде (оранжевого цвета соли).

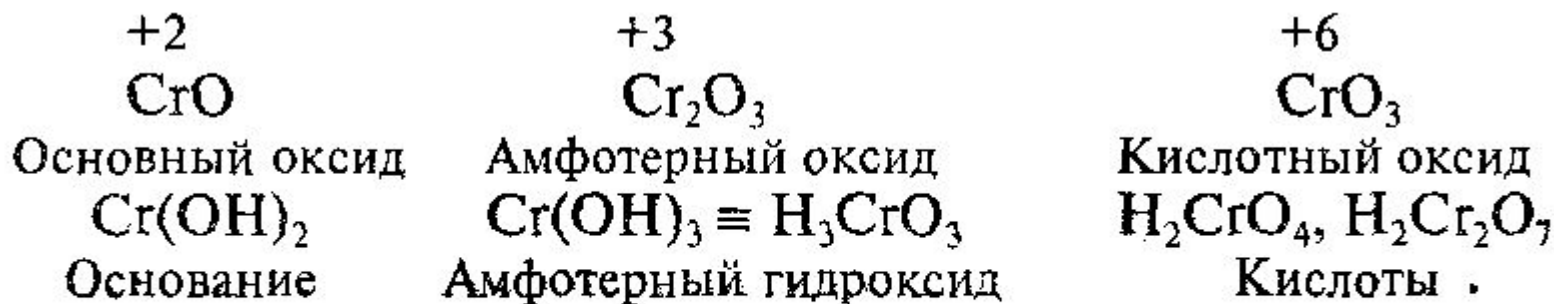


Окислительно-восстановительные свойства

Степень окисления хрома	Свойства соединений	Уравнения реакций
+2	Восстановители, легко окисляются в соединения хрома(III)	$4\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Cr(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cr(OH)}_3$ <p style="text-align: center;">желтый серо-зеленый</p>
+3	Проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства	$2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CrCl}_2 + 2\text{HCl}$ $2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{t} 2\text{CrS} + \text{S} + 6\text{HCl}$ $2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 10\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + 4\text{KOH} \xrightarrow{t} 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{KNO}_3 \xrightarrow{\text{сплавление}} 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{CO}_2$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 5\text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}[\text{Cr(OH)}_4] + 3\text{Br}_2 + 8\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O}$

Окислительно-восстановительные свойства

+6	Сильные окислители	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + 5\text{H}_2\text{O} =$ $= 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{KOH}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$
----	--------------------	---



Ослабление основных свойств



Усиление кислотных свойств

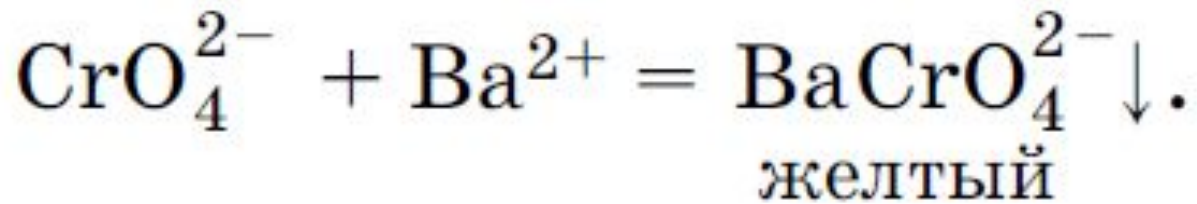


Усиление окислительных свойств



КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА ХРОМАТ ИОН

С солями бария хроматы образуют хромат бария - жёлтого цвета осадок



КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА ХРОМАТ ИОН

С солями серебра хроматы образуют
хромат серебра – осадок кирпичного цвета

