

Медь

Электронное строение: $3d^{10}4s^1$. ПРОВАЛ ЭЛЕКТРОНА!	Содержание в земной коре: $5 \cdot 10^{-3}$ мас. %. Минералы: халькопирит $CuFeS_2$, халькозин Cu_2S , ма- лахит $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$
Степени окисления: +2(наиболее устойчивая), +1	

Свойства. В ряду активности стоит правее водорода. Довольно инертный металл.

1. Взаимодействие с неметаллами: не реагирует с водородом, азотом, углеродом и кремнием. Реагирует с кислородом, серой, галогенами.	$2Cu + O_2 = 2CuO$ (чёрный цвет); $Cu + S \xrightarrow{-t} CuS$ (чёрный цвет); $2Cu + I_2 = 2CuI$ (не бывает йодида меди (II)!) $Cu + Br_2 = CuBr_2$
2. Взаимодействие с кислотами: в ряду напряжений металлов медь расположена после водорода поэтому она не взаимодействует с растворами разбавленной соляной и серной кислот и щелочей.	$Cu + HCl \rightarrow$ Растворяется в разбавленной азотной кислоте: $3Cu + 8HNO_3$ (разб) = $3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$. Реагирует с концентрированными растворами серной и азотной кислот: $Cu + 4HNO_3$ (конц) = $Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$. $Cu + 2H_2SO_4$ (конц) = $CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$;
3. Восстановительные свойства: вытесняет из солей менее активные металлы.	$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag$

Способы получения меди

1) Гидрометаллургические методы получения меди:

Растворение медных минералов в разбавленных растворах серной кислоты, с последующим вытеснением металлическим железом: $CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4$.

2) Электролиз растворов. $2CuSO_4 + 2H_2O$ -(эл.ток) $\rightarrow 2Cu + O_2 + 2H_2SO_4$.

Оксид и гидроксид меди (II)

Оксид меди (II) CuO – кристаллы черного цвета. Основной оксид.

Получение: 1) при прокаливании гидроксида меди (II) при $200^\circ C$: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ 2) при окислении металлической меди на воздухе при $400-500^\circ C$: $2Cu + O_2 = 2CuO$.	Свойства: 1) Реагирует с разбавленными кислотами: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$. 2) Восстанавливается до меди: $CuO + H_2 \xrightarrow{-t} Cu + H_2O$; $CuO + CO \xrightarrow{-t} Cu + CO_2$; $CuO + NH_3 \xrightarrow{-t} N_2 + H_2O$.
---	--

Гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$ – вещество голубого цвета. Нерастворимое основание.

Получение: обменное взаимодействие солей меди (II) и щелочи: $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$;	Свойства: При нагревании выше $70^\circ C$ разлагается на оксид меди (II) и воду: $Cu(OH)_2 \xrightarrow{-t} CuO + H_2O$ Легко реагирует с кислотами с образованием солей: $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$.
---	---

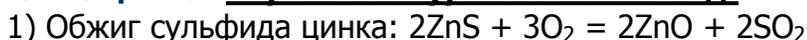
Цинк

Валентные электроны $3d^{10}4s^2$. Проявляет степень окисления +2.	Содержание цинка в земной коре $7 \cdot 10^{-3}$ мас.%. Минерал: сфалерит (цинковая обманка) ZnS .
Голубовато-белый металл, хрупкий при комнатной температуре.	Температура плавления $420^\circ C$, температура кипения $906^\circ C$, плотность $7,13 \text{ г/см}^3$.

Свойства цинка. Амфотерный металл.

Взаимодействие с неметаллами: не взаимодействует с водородом, азотом, бором, кремнием, углеродом.	$2Zn + O_2 = 2ZnO$. $Zn + S = ZnS$ $Zn + Cl_2 = ZnCl_2$
Взаимодействие с водой: в воде не растворяется. Реагирует с парами воды при температуре красного каления с образованием оксида цинка и водорода:	$Zn + H_2O(\text{пар}) \xrightarrow{t} ZnO + H_2$
Взаимодействие с кислотами:	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$; $Zn + H_2SO_4(\text{разб}) = ZnSO_4 + H_2$. $Zn + 2H_2SO_4(\text{конц}) = ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$; $4Zn + 10HNO_3(\text{разб}) = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$. $Zn + 4HNO_3(\text{конц}) = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
Взаимодействие со щелочами: реагирует с растворами щелочей с образованием гидроксокомплексов, при сплавлении образует цинкаты:	$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$ $Zn + 2KOH = K_2ZnO_2 + H_2$.
Взаимодействие с оксидами и солями: цинк вытесняет металлы, стоящие в ряду напряжения правее него, из растворов солей и оксидов.	$Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$; $Zn + CuO = Cu + ZnO$

Получение цинка: пирометаллургический метод.



Оксид цинка (II) ZnO – белые кристаллы. Амфотерный оксид.

При температуре выше $1000^\circ C$ восстанавливается до металлического цинка углеродом, угарным газом и водородом:	$ZnO + C \xrightarrow{t} Zn + CO$; $ZnO + CO \xrightarrow{t} Zn + CO_2$; $ZnO + H_2 \xrightarrow{t} Zn + H_2O$.
С водой не взаимодействует. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с растворами кислот и щелочей:	$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$; $ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$.
При сплавлении с оксидами металлов образует цинкаты:	$ZnO + CoO \xrightarrow{t} CoZnO_2$.
При взаимодействии с оксидами неметаллов образует соли, где является катионом:	$2ZnO + SiO_2 \xrightarrow{t} ZnSiO_3$, $ZnO + B_2O_3 \xrightarrow{t} Zn(BO_2)_2$.

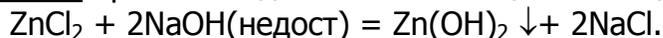


Гидроксид цинка (II) $Zn(OH)_2$ – бесцветное кристаллическое или аморфное вещество. Амфотерный гидроксид.

При температуре выше $125^\circ C$ разлагается:	$Zn(OH)_2 = ZnO + H_2O$
Гидроксид цинка проявляет амфотерные свой-	$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$;

ства, легко растворяется в кислотах и щелочах: $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$

Получение: при взаимодействии солей цинка со щелочами в недостатке:



Хром

d-элемент. Валентные электроны хрома имеют следующую конфигурацию: $3d^5 4s^1$. (ПРОВАЛ ЭЛЕКТРОНА!)	Содержание в земной коре: $3,5 \cdot 10^{-2}$ мас. %. Основной минерал: хромит (хромистый железняк) $FeCr_2O_4$.
В соединениях хром проявляет степени окисления +2, +3, +4, +5, +6. Характерная степень окисления +3.	Голубовато-белый металл. Температура плавления $1890^\circ C$, температура кипения $2680^\circ C$, плотность $7,19 \text{ г/см}^3$. На воздухе покрыт прочной пленкой оксида.

Химические свойства хрома

Взаимодействие с неметаллами: С водородом непосредственно не взаимодействует.	$4Cr + 3O_2 = 2Cr_2O_3$. $2Cr + 3Cl_2 = 2CrCl_3$. $2Cr + 3S \xrightarrow{-t} Cr_2S_3$.
Взаимодействие с кислотами: хром вытесняет водород из растворов кислот, при этом переходит в степень окисления +2. Концентрированная азотная и серная кислоты пассивируют хром. Хром может растворяться в них лишь при сильном нагревании, образуются соли хрома (III) и продукты восстановления кислоты:	$Cr + 2HCl = CrCl_2 + H_2$; $Cr + H_2SO_4 = CrSO_4 + H_2$. В присутствии кислорода воздуха образуются соли хрома (III): $4Cr + 12HCl + 3O_2 = 4CrCl_3 + 6H_2O$. $2Cr + 6H_2SO_4 \xrightarrow{-t} Cr_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$; $Cr + 6HNO_3 = Cr(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$.
Хром способен вытеснять металлы из растворов их солей:	$2Cr + 3CuCl_2 = 2CrCl_3 + 3Cu$.
Со щелочами не реагирует!	

Способы получения хрома.

Хром обычно получают в виде сплава с железом (феррохром). Для этого хромит восстанавливают углем:	$FeCr_2O_4 + 4C \xrightarrow{-t} Fe + 2Cr + 4CO$
Относительно чистый хром получают методом алюмотермии:	$2Al + Cr_2O_3 \xrightarrow{-t} 2Cr + Al_2O_3$

Соединения хрома.

Соединения хрома (II) проявляют преимущественно основные свойства, хрома (III) – амфотерные, соединения хрома (VI) – кислотные.

+2	+3	+6
CrO – основной оксид	Cr_2O_3 – амфотерный оксид	CrO_3 – кислотный оксид
$Cr(OH)_2$ – основание	$Cr(OH)_3$ – амфотерный гидроксид	H_2CrO_4 – кислота хромовая - неустойчива $H_2Cr_2O_7$ – кислота двухромовая
Соли – с кислотами: $CrSO_4$	Соли – с кислотами: $CrCl_3$ Гидроксокомплексы: $Na_3[Cr(OH)_6]$. Хромиты: $KCrO_2$	Соли - с основаниями: Хроматы: Na_2CrO_4 Дихроматы: $K_2Cr_2O_7$

Соединения хрома (II)

Оксид хрома (II) CrO – основной оксид.	при обычной температуре устойчив на воздухе, выше 100°C окисляется: $4CrO + O_2 = 2Cr_2O_3$.
Гидроксид хрома (II) Cr(OH)₂ – проявляет основные свойства	Реагирует с кислотами, образуя соли хрома (II) синего цвета: $Cr(OH)_2 + H_2SO_4 = CrSO_4 + 2H_2O$. Хороший восстановитель, легко окисляется кислородом воздуха: $4Cr(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Cr(OH)_3$. Получается при взаимодействии солей хрома (II) со щелочами в отсутствие кислорода: $CrCl_2 + 2NaOH = Cr(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$.
Все соли хрома (II) – сильные восстановители	в растворах окисляются кислородом воздуха: $4CrCl_2 + O_2 + 4HCl = 4CrCl_3 + 2H_2O$

Соединения хрома (III)

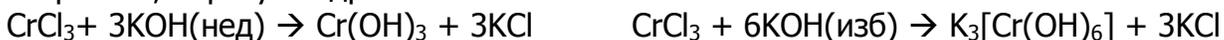
У хрома степень окисления +3 является наиболее устойчивой.

Оксид хрома (III) получается при термическом разложении дихромата аммония, гидроксида хрома, нитрата хрома (III)	$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{(t)} Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$ $2Cr(OH)_3 \xrightarrow{(t)} Cr_2O_3 + 3H_2O$
Оксид хрома (III) Cr₂O₃ – темно-зеленый порошок. Химически инертен. В воде, кислотах и щелочах не растворяется. С трудом растворяется в сильных кислотах при длительном нагревании.	Проявляет амфотерные свойства. При сплавлении с оксидами, гидроксидами и карбонатами щелочных металлов образует хромиты: $Cr_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{(t)} 2KCrO_2 + H_2O$; $Cr_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{(t)} 2NaCrO_2 + CO_2$. С кислотами реагирует с трудом.
При сплавлении с окислителями и щелочью переходит в хромат.	$Cr_2O_3 + KClO_3 + 4KOH \xrightarrow{(t)} 2K_2CrO_4 + KCl + 2H_2O$
Гидроксид хрома (III) Cr(OH)₃ – вещество серо-зелёного цвета.	Разлагается при температуре около 150°C: $2Cr(OH)_3 \xrightarrow{(t)} Cr_2O_3 + 3H_2O$
Проявляет амфотерные свойства, легко растворяется в кислотах и щелочах:	$2Cr(OH)_3 + 6HCl = 2CrCl_3 + 3H_2O$; $Cr(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Cr(OH)_6]$.
Под действием окислителей в щелочной среде переходит в хромат:	$2Cr(OH)_3 + 10NaOH + 3Cl_2 = 2Na_2CrO_4 + 6NaCl + 8H_2O$

Соли хрома (III): Бывают двух видов: соли хрома (III) (CrCl₃) с кислотами и хромиты NaCrO₂ или гидроксокомплексы K₃[Cr(OH)₆].

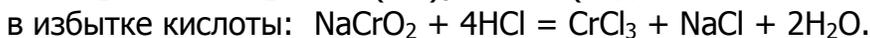
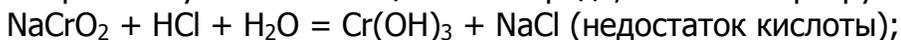
Свойства:

1. Соли хрома (III) в щелочной среде образуют гидроксид хрома (III), который сразу растворяется, образуя гидроксокомплексы.



2. Взаимный гидролиз: при смешивании растворов солей хрома (III) с растворами сульфидов, сульфитов, карбонатов происходит выпадение осадка гидроксида хрома (III) и выделение газа: $2CrCl_3 + 3Na_2S + 6H_2O = 2Cr(OH)_3 + 3H_2S + 6NaCl$

3. Хромиты устойчивы в щелочной среде, в кислой - разрушаются.



Соединения хрома (VI)

<p>Оксид хрома (VI) CrO₃ – темно-красное кристаллическое вещество. Гигроскопичен, расплывается на воздухе, малоустойчив, разлагается при нормальных условиях.</p>	<p>Проявляет кислотные свойства. Растворяется в воде, образуя хромовые кислоты: $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$, $2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. с основаниями образует соли - хроматы: $\text{CrO}_3 + \text{BaO} = \text{BaCrO}_4$, $\text{CrO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ Очень сильный окислитель: $4\text{CrO}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{t} 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{CO}_2$</p>
<p>Образуется при разложении хромата натрия серной кислотой при 200°C:</p>	<p>$\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CrO}_3 + 2\text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p>
<p>Хромовые кислоты в свободном состоянии не выделены, в растворе проявляют свойства сильных кислот.</p>	
<p>Хроматы – соли хромовой кислоты – имеют в своем составе анион CrO₄²⁻ и обладают желтой окраской, дихроматы – соли дихромовой кислоты – содержат анион Cr₂O₇²⁻ оранжевого цвета. Хроматы устойчивы в щелочной среде, а дихроматы – в кислой.</p>	<p>Соли хрома (VI) – сильные окислители. В нейтральной среде образуется гидроксид хрома (III): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{S}\downarrow + 6\text{NH}_3\uparrow + 2\text{KOH}$ в кислой - соли хрома (III): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$; в щелочной – гидроксокомплекс: $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{S}\downarrow + 6\text{NH}_3$.</p>

Железо.

<p>Железо – d-элемент. Валентные электроны имеют следующую конфигурацию: 3d⁶4s².</p>	<p>По распространенности в природе занимает четвертое место, уступая лишь кислороду, кремнию и алюминию. Минералы железа: магнетит (магнитный железняк) Fe₃O₄, красный железняк Fe₂O₃, пирит FeS₂.</p>
<p>Степени окисления: +2, +3, +6, (+8). Наиболее стабильная +3.</p>	<p>Железо имеет сероватый оттенок, обладает магнитными свойствами.</p>

Свойства железа.

<p>При нагревании на воздухе выше 200 °С железо взаимодействует с кислородом:</p>	<p>$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$.</p>
<p>С неметаллами:</p>	<p>$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$, $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$.</p>
<p>В воде в присутствии кислорода железо медленно окисляется кислородом воздуха (корродирует):</p>	<p>$4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.</p>
<p>При температуре 700–900 °С раскаленное железо реагирует с водяным паром:</p>	<p>$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$.</p>
<p>Железо реагирует с разбавленными растворами соляной и серной кислот, образуя соли железа (II):</p>	<p>$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$, $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$;</p>
<p>С разбавленной азотной кислотой образует нитрат железа (III):</p>	<p>$\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$.</p>
<p>При обычных условиях концентрированные (до 70%) серная и азотная кислоты пассивируют железо. При нагревании возможно взаимодействие с образованием солей железа (III):</p>	<p>$2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe} + 6\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.</p>
<p>Железо вытесняет металлы, которые расположены правее в электрохимическом ряду напряжений их</p>	<p>$\text{Fe} + \text{SnCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Sn}$</p>

растворов солей:

Соединения железа (II). Соединения железа со степенью окисления железа +2 малоустойчивы и легко окисляются до производных железа (III).

Оксид железа (II) – порошок черного цвета. Проявляет преимущественно основные свойства.	В воде не растворяется, растворяется в неокисляющих кислотах: $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Проявляет восстановительные свойства: $3\text{FeO} + 10\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 5\text{H}_2\text{O}$.
Получается в процессе восстановления оксида железа (III) водородом или оксидом углерода (II):	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = 2\text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{FeO} + \text{CO}_2$.
Гидроксид железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ имеет серовато-зеленую окраску, в воде не растворяется.	При температуре выше 150 °С разлагается, быстро приобретает бурю окраску вследствие окисления: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$. Проявляет основные свойства, реагирует с неокисляющими кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. При взаимодействии с азотной или концентрированной серной кислотой образуются соли железа (III): $2\text{Fe}(\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$. Легко окисляется: $2\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3$
Получается при взаимодействии солей железа (II) с раствором щелочи без доступа воздуха:	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

Соединения железа (III). Степень окисления +3 наиболее характерна для железа.

Оксид железа (III) Fe_2O_3 – вещество бурого цвета. Проявляет слабо выраженные амфотерные свойства с преобладанием основных. Проявляет окислительные и восстановительные свойства.	Реагирует с кислотами: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ С растворами щелочей не реагирует, но при <u>сплавлении</u> образует ферриты: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{спл})} = 2\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ При нагревании восстанавливается водородом или оксидом углерода (II): $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = 2\text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{FeO} + \text{CO}_2$
Получается при термическом разложении гидроксида железа (III) или при обжиге пирита:	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ пирит
Гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – вещество бурого цвета. Как и оксид, проявляет слабовыраженные амфотерные свойства с преобладанием основных.	Легко реагирует с кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ При сплавлении со щелочами образует ферриты: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{спл})} = \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3_{(\text{спл})} = 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ При нагревании разлагается: $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Получается при взаимодействии солей железа (III) с растворами щелочей:	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$

Качественная реакция на катион Fe^{2+} – взаимодействие с гексацианоферратом (III) калия (красной кровяной солью): $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
осадок синего цвета

Качественная реакция на катион Fe^{3+} – взаимодействие с гексацианоферратом (II) калия (желтой кровяной солью): $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 3\text{KCl}$
осадок синего цвета

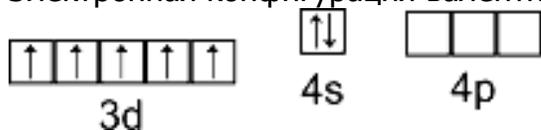
Марганец

25 Mn
Марганец Manganese
(Ar)3d ⁵ 4s ²

Атомный номер	25
Атомная масса	54,938
Плотность, кг/м ³	7430
Температура плавления, °C	1244
Температура кипения, °C	
Теплоемкость, кДж/(кг·°C)	0,481
Электроотрицательность	1,5
Ковалентный радиус, Å	1,17
1-й ионизац. потенциал, эВ	7,43



Электронная конфигурация валентного слоя



Природное соединение – ПИРОЛЮЗИТ MnO₂

Получение: Алюмотермия: $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$

Характерные степени окисления и соединения.

+2	+4	+6	+7
MnO – основной оксид Mn(OH) ₂ Соли – с кислотами: MnCl ₂ , MnSO ₄ (бесцветные)	MnO ₂ (пиролюзит) (бурый осадок)	Соли – манганаты K ₂ MnO ₄ (зеленые)	Mn ₂ O ₇ Кислотный оксид (зеленая жидкость)
			Марганцевая кислота HMnO ₄ Соли – перманганаты KMnO ₄ (фиолетовые)

Химические свойства

При нагревании взаимодействует с кислородом, галогенами, серой. При взаимодействии с кислородом образуется диоксид марганца:	$\text{Mn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2$ $\text{Mn} + \text{S} \rightarrow \text{MnS}$
Растворяется в кислотах-неокислителях:	$\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
С концентрированной серной кислотой:	$\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
С разбавленной азотной кислотой	$3\text{Mn} + 8\text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

Соединения Mn(II)

Оксид марганца (II) MnO получается восстановлением природного пиролюзита MnO₂ водородом: $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$

Гидроксид марганца (II) Mn(OH)₂ - светло-розовое нерастворимое в воде основание:
 $\text{MnSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Гидроксид марганца (II) $Mn(OH)_2$ в водных растворах проявляет **основные свойства**, растворяется в кислотах, но не растворяется в щелочах: $Mn(OH)_2 \downarrow + 2HCl = MnCl_2 + 2H_2O$
На воздухе $Mn(OH)_2$ темнеет из-за окисления: $2Mn(OH)_2 + O_2 = 2MnO_2 + 2H_2O$

Соединения Mn(IV)

Оксид марганца (IV) MnO_2 - **тёмно-коричневый порошок**, нерастворимый в воде.

Образуется при термическом разложении нитрата марганца (II):



При сильном нагревании теряет кислород, превращаясь в Mn_2O_3 (при $600^\circ C$) или Mn_3O_4 (при $1000^\circ C$).

Сильный окислитель в кислой среде, переходит в +2: $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$

Под действием сильных окислителей в сплаве со щелочью переходит в степень окисления +6:
 $MnO_2 + Na_2CO_3 + NaNO_3 (спл) \rightarrow Na_2MnO_4 + NaNO_2 + CO_2 \uparrow$

Соединения Mn(VI)

Степень окисления +6 у марганца наименее устойчива: существует только в сильнощелочном растворе в виде **солей зеленого цвета – МАНГАНАТОВ**.

Манганаты получают при восстановлении перманганатов в щелочной среде:

$Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 2KOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2K_2MnO_4 + H_2O$; или при окислении солей и оксидов марганца +2 и +4 сильными окислителями в присутствии щелочи:

$3MnSO_4 + 2KClO_3 + 12KOH (спл) \rightarrow 3K_2MnO_4 + 2KCl + 3K_2SO_4 + 6H_2O$

Водой манганаты быстро разлагаются (диспропорционируют на +7 и +4):



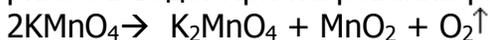
Манганаты можно легко окислить хлором: $2K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow 2KMnO_4 + 2KCl$

Соединения Mn(VII)

Оксид марганца (VII) Mn_2O_7 - тёмно-зелёная жидкость, кислотный оксид. Получают действием концентрированной серной кислоты на кристаллический $KMnO_4$ (марганцевая кислота $HMnO_4$ нестабильна): $2KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Mn_2O_7 \downarrow + K_2SO_4 + H_2O$

При растворении в щелочах образует перманганаты: $Mn_2O_7 + 2KOH \rightarrow 2KMnO_4 + H_2O$

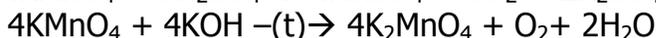
Перманганат калия $KMn^{+7}O_4$ - тёмно-фиолетовое кристаллическое вещество, растворимое в воде. При нагревании разлагается с выделением кислорода:



При стоянии в растворе постепенно распадается:



Под действием серной кислоты (60%) и горячей щелочи перманганат также выделяет кислород: $4KMnO_4 + 6H_2SO_4 \rightarrow 4MnSO_4 + 5O_2 + 2K_2SO_4 + 6H_2O$



Перманганат калия с восстановителями в разных средах:



(малиновый раствор)

+ восстановитель

кислая среда:



($MnCl_2$, $MnSO_4$)

обесцвечивание

нейтральная среда:



($MnO_2 \downarrow$ бурый осадок)

щелочная среда:



(K_2MnO_4)

зеленый раствор