

ЩЗ, ЩЗМ	Алюминий и цинк
<p>Степени окисления: ЩМ +1, ЩЗМ +2 Физические свойства: серебристо-белые металлы, многие легкие и мягкие (хранят под слоем керосина/вазелина, чтобы не окислялись), оксиды и гидроксиды белые</p>	<p>Степени окисления: Zn +2, Al +3 Физические свойства: серебристо-белые металлы (алюминий покрыт оксидным слоем), оксиды и гидроксиды белые</p>
Железо	Хром
<p>Степени окисления: 0, +2, +3, +6 Физические свойства: Соединения железа +3 – бурые Соединения железа +2 – грязно-зеленые Соединения железа +6 – бардовые Fe₃O₄ и FeO – черные</p>	<p>Степени окисления: 0, +2, +3, +6 Физические свойства: Соединения хрома +3 – зеленые (реже фиолетовые) CrO – черный/красный, Cr(OH)₂ – желтый Хроматы – желтые, дихроматы – оранжевые</p>
Марганец	Медь
<p>Степени окисления: 0, +2, +4, +6, +7 Физические свойства: Соли марганца +2 – бледно-розовые MnO₂ – бурый Манганаты и их р-ры – зеленые Перманганаты и их р-ры – фиолетовые</p>	<p>Степени окисления: 0, +1, +2 Физические свойства: Чистая медь – красный металл Соли меди +2 – голубые (реже зеленоватые) CuO – черный CuI, CuCl – грязно-белые осадки</p>
Серебро	Галогены
<p>Степени окисления: 0, +1 Физические свойства: Ag₂O – черный/темно-коричневый AgCl – белый творожистый осадок AgBr и Ag₃PO₄ – бледно-желтый осадок AgI – желтый осадок</p>	<p>Степени окисления: -1, 0, +1, +3, +5, +7 (но у фтора только: -1, 0) Физические свойства: F₂ – бледно-желтый газ Cl₂ – желто-зеленый газ Br₂ – бардовая жидкость I₂ – фиолетовые кристаллы</p>
Водород	Углерод и кремний
<p>Степени окисления: -1, 0, +1 Физические свойства: Газ без цвета и запаха, взрывоопасен</p>	<p>Степени окисления: от -4 до +4 Физические свойства: Аллотропные модификации углерода: графит, алмаз, фуллерен (C₆₀) и др. CO₂ и CO – бесцветные газы SiO₂ – бесцветные кристаллы (песок) H₂SiO₃ – аморфный осадок</p>
Фосфор	
<p>Степени окисления: -3, 0, +1, +3, +5 Физические свойства: PH₃ – бесцветный газ, P₂O₃ и P₂O₅ – белые порошки, H₃PO₄ – бесцветные кристаллы Аллотропные модификации: белый фосфор (P₄), красный и черный (Pn)</p>	
Сера	Азот
<p>Степени окисления: -2, 0, +4, +6 Физические свойства: H₂S – бесцветный газ с запахом тухлых яиц S – желтый осадок SO₂ – бесцветный газ с резким запахом SO₃ – бесцветная маслянистая жидкость H₂SO₄ – бесцветная маслянистая жидкость Аллотропные модификации: ромбическая и моноклинная сера (S₈), пластическая</p>	<p>Степени окисления: от -3 до +5 Физические свойства: NH₃ – бесцветный газ с резким запахом N₂ – бесцветный газ без запаха N₂O – бесцветный газ с приятным сладковатым запахом и привкусом NO – бесцветный газ N₂O₃ – синяя жидкость NO₂ – бурый газ N₂O₅ – бесцветные кристаллы</p>
	Кислород
	<p>Степени окисления: -2, -1, 0, +1, +2 Аллотропные модификации: кислород (O₂), озон (O₃)</p>

Оксиды

Основные	Амфотерные	Кислотные	Несолеобразующие
Me ₂ O _n ; +1/+2 Na ₂ O, CaO, FeO	Me ₂ O _n ; +3/+4 Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ Искл.: ZnO, BeO, SnO, PbO	Me ₂ O _n ; +5/+6/+7 He ₂ O _n CrO ₃ , Mn ₂ O ₇ , SO ₃ , P ₂ O ₅	NO, N ₂ O, CO, SiO

Гидроксиды

Основные	Амфотерные	Кислотные
Me(OH) _n ; +1/+2 NaOH, Ca(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂	Me(OH) _n ; +3/+4 Al(OH) ₃ , Cr(OH) ₃ , Fe(OH) ₃ Искл.: ZnO, BeO, SnO, PbO	Me(OH) _n ; +5/+6/+7 He(OH) _n HMnO ₄ , H ₂ CrO ₄ , H ₂ SO ₄ , HNO ₃

Химические свойства оксидов и гидроксидов:

<p>1. Кислотное + основное = соль + вода</p> <p>Na₂O + CrO₃ = Na₂CrO₄ Cu(OH)₂ + HClO₂ = Cu(ClO₂)₂ + H₂O</p> <p>2. Кислотное + амфотерное = соль + вода</p> <p>P₂O₅ + Fe₂O₃ = FePO₄ H₂SO₄ + Zn(OH)₂ = ZnSO₄ + H₂O</p> <p>Исключение: Me(OH)₃ + SO₂/CO₂ = не идет</p> <p>3. Основное + амфотерное = соль + вода</p> <p>Al₂O₃ + BaO = Ba(AlO₂)₂ Zn(OH)₂ + NaOH (тв) = Na₂ZnO₂ + H₂O ZnO + NaOH (p-p) = Na₂[Zn(OH)₄]</p> <p>Только с оксидами ЩМ и ЩЗМ! Другие основные оксиды и гидроксиды не реагируют с амфотерными!</p>	<p>Кто реагирует с водой?</p> <p>1. Me_nO_y + H₂O = Me(OH)_x</p> <p>ТОЛЬКО ОКСИДЫ ЩМ и ЩЗМ РЕАГИРУЮТ С ВОДОЙ!</p> <p>BaO + H₂O = Ba(OH)₂ Na₂O + H₂O = NaOH</p> <p>2. Кислотный оксид + H₂O = кислота</p> <p>N₂O₅ + H₂O = HNO₃ P₂O₃ + H₂O = H₃PO₃ NO₂ + H₂O = HNO₃ + HNO₂</p> <p>Исключение: SiO₂ не реагирует с водой</p> <p>3. Несолеобразующие оксиды не реагируют с водой!</p>
--	--

Кислоты

Формула кислоты	Название кислоты	Название аниона
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO ₂	Хлористая	Хлорит
HClO ₃	Хлорноватая	Хлорат
HClO ₄	Хлорная	Перхлорат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HI	Йодоводородная	Йодид
HMnO ₄	Марганцовая	Перманганат
H ₂ S	Сероводородная	Сульфид
H ₂ SO ₃	Сернистая	Сульфит
H ₂ SO ₄	Серная	Сульфат
H ₂ S ₂ O ₇	Дисерная (пироксерная)	Дисульфат (пиросульфат)
H ₂ CrO ₄	Хромовая	Хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромовая	Дихромат
HNO ₂	Азотистая	Нитрит
HNO ₃	Азотная	Нитрат
H ₃ PO ₃	Фосфористая	Фосфит
(HPO ₃) _n	Метафосфорная	Метафосфат
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная или фосфорная	Ортофосфат или фосфат
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пирофосфат)
H ₂ CO ₃	Угльная	Карбонат
CH ₃ COOH	Уксусная	Ацетат
H ₂ SiO ₃	Метакремниевая (кремниевая)	Метасиликат (силикат)
H ₄ SiO ₄	Ортокремниевая	Ортосиликат
HBO ₃	Ортоборная	Ортоборат

Реакции с металлами:

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ
Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

↑ активность металлов уменьшается ↓

<p>Реагируют со всеми кислотами</p> <p>Вытесняют водород из кислот: Zn + HCl = ZnCl₂ + H₂</p>	<p>С HNO₃ и H₂SO₄(к) ОБР: Cu + H₂SO₄(к) = CuSO₄ + SO₂ + H₂O</p>
---	--

1

Кислоты

EGЭLAND®

Сильные:

HCl - соляная кислота
HBr - бромоводород
HI - йодоводород
HNO₃ - азотная кислота
HClO₄ - хлорная кислота
HClO₃ - хлорноватая кислота
H₂SO₄ - серная кислота
HMnO₄ - марганцовая кислота
H₂CrO₄ - хромовая кислота
H₂Cr₂O₇ - дихромовая кислота

Слабые:

HF - фтороводород
H₃PO₄ - фосфорная кислота
H₂SO₃ - сернистая кислота
H₂S - сероводород
H₂CO₃ - угольная кислота
H₂SiO₃ - кремниевая кислота
HNO₂ - азотистая кислота
HClO₂ - хлористая кислота
HClO - хлорноватистая кислота + все карбоновые кислоты

Соли

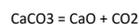
Средние Na ₂ SO ₄ сульфат натрия	Кислые NaHSO ₄ гидросульфат натрия	Основные (CuOH) ₂ CO ₃ – малахит гидрокарбонат меди (II)
Двойные KAl(SO ₄) ₂ сульфат алюминия-калия	Смешанные AlClBr ₂ дибромид-хлорид алюминия	Комплексные [Cu(NH ₃) ₂]Cl хлорид диамминмеди (I)

Химические свойства солей:

<p>1. Соль + металл Более активный металл вытесняет менее активный</p>	Fe + CuSO ₄ = FeSO ₄ + Cu
<p>2. Соль + неметалл Более активный галоген менее активный; все галогены вытесняют серу.</p>	KBr + Cl ₂ = KCl + Br ₂ (NH ₄) ₂ S + I ₂ = NH ₄ I + S
<p>3. Соль + оксид Твердые кислотные или амфотерные оксиды могут вытеснять более летучие оксиды из их солей</p>	K ₂ CO ₃ + Al ₂ O ₃ = KAlO ₂ + CO ₂ K ₂ SO ₃ + SiO ₂ = K ₂ SiO ₃ + SO ₂
<p>4. Соль + вода Соли, которые в таблице растворимости отмечены знаком «-», подвергаются полному гидролизу</p>	Al ₂ S ₃ + H ₂ O = Al(OH) ₃ + H ₂ S
<p>5. Соль + кислота (РИО) Обязательно должна быть растворима кислота, а в продуктах должен быть газ, осадок или слабый электролит</p>	H ₂ SO ₄ + BaCl ₂ = BaSO ₄ + 2HCl
<p>6. Соль + основание (РИО) РИО возможна только в случае, если обе соли растворимы, а в ходе их взаимодействия образуется газ, осадок или слабый электролит</p>	CuSO ₄ + 2NaOH = Cu(OH) ₂ + Na ₂ SO ₄
<p>7. Соль + соль (РИО) РИО возможна только в случае, если обе соли растворимы, а в ходе их взаимодействия образуется осадок</p>	CaCl ₂ + K ₃ PO ₄ = Ca ₃ (PO ₄) ₂ + KCl
<p>CuS, PbS, HgS, Ag₂S, AgCl, AgI, AgBr, BaSO₄ – осадки, нерастворимые даже в кислотах и щелочах, не вступают в РИО, но есть ОБР с кислотами-окислителями</p>	$\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \text{ ИЛИ}$ $\text{CuS} + 10\text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 8\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{S} + 10\text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow 2\text{AgNO}_3 + 8\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

8. Разложение

1. Карбонаты разлагаются по схеме «Соль = оксид металла + CO₂».
Карбонаты ЩМ и не разлагаются!

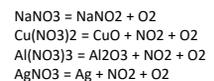
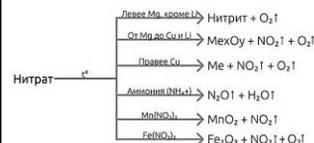
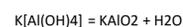


Исключение:
Ag₂CO₃ = Ag₂O + CO₂ + O₂
Hg₂CO₃ = Hg + CO₂ + O₂

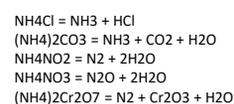
2. Гидрокарбонаты разлагаются по схеме «Соль = карбонат + CO₂ + H₂O»



3. Комплексные соли разлагаются по схеме «Комплексная соль = средняя соль + вода»



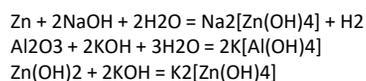
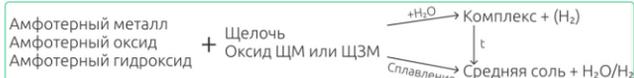
Разложение солей аммония:



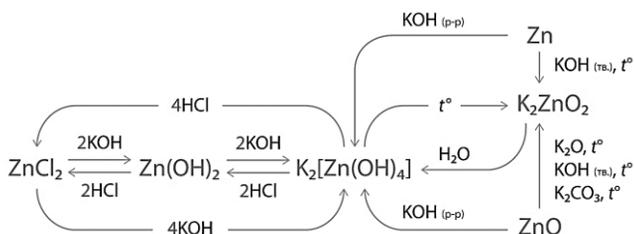
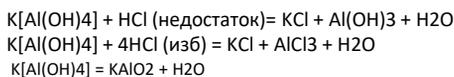
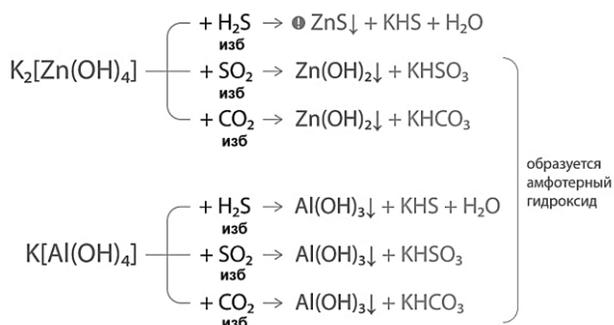
2

Свойства кислых солей	Свойства малахита (основная соль)
<p>1. Реагируют с основаниями:</p> $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>При избытке щелочи:</p> $\text{KHCO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Иногда могут вступать с РИО с кислотами:</p> $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Иногда могут вступать с РИО с солями:</p> <p>Кислые соли слабых кислот:</p> $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{KCl}$ <p>Кислые соли сильных кислот:</p> $\text{KHSO}_4 + (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} = \text{BaSO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COOK}$	<p>1. Реагирует с кислотой:</p> $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Разлагается:</p> $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 = \text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Способы получения:</p> $\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ $2\text{CuCl}_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + 4\text{NaCl}$

Комплексные соли



Химические свойства комплексных солей:



Способы получения металлов

Пирометаллургия – восстановление безводных соединений при высокой температуре

Восстановители	Примеры	Получаемые металлы
1. C или CO	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}$	Все, кроме ЩМ и ЩЗМ
2. Al, Mg	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$ $\text{PbO} + \text{Mg} = \text{Pb} + \text{MgO}$	Все, кроме ЩМ и ЩЗМ
3. H ₂	$\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$	Все, кроме ЩМ и ЩЗМ

Электрометаллургия – восстановление электрическим током

Способ	Примеры	Получаемые металлы
1. Электролиз расплавов	$\text{NaCl} = \text{Na} + \text{Cl}_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Al} + \text{O}_2$	Все
2. Электролиз растворов	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	Все, кроме металлов, стоящих в ряду активности до Al включительно

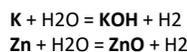
Гидрометаллургия – восстановление из растворов солей

Восстановители	Примеры	Получаемые металлы
Более активные металлы	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{CdSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cd} + \text{ZnSO}_4$	Все, кроме ЩМ и ЩЗМ

Реакции металлов с водой:

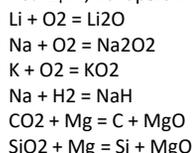
взаимодействуют с водой при обычных условиях
 взаимодействуют с водяным паром при $t = 150-500^\circ\text{C}$

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂)Cu Hg Ag Pt Au



Щелочные и щелочноземельные металлы

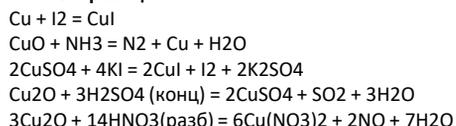
Реакции, которые могут пригодиться:



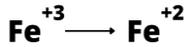
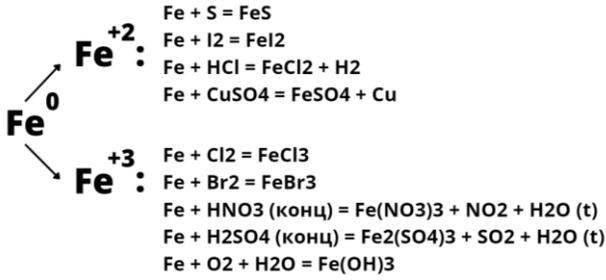
Al получают электролизом боксита в криолите
Al пассивируется в HNO₃ (конц) и H₂SO₄ (конц), реагирует с ними только при нагревании

Медь

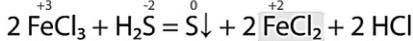
Важные реакции:



Железо

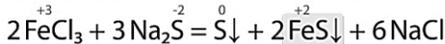


1 Через раствор соли железа (III) пропустили сероводород



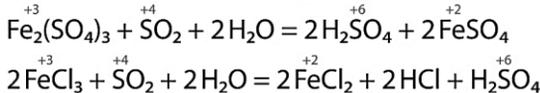
FeS не образуется, т.к. он растворим в кислотах

2 К раствору соли железа (III) добавили растворимый сульфид

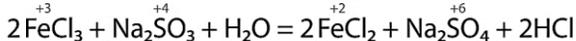


На сульфид можно выйти по подсказке: выпавший осадок частично растворился в избытке разбавленной серной кислоты. Нерастворившаяся часть имела желтый цвет.

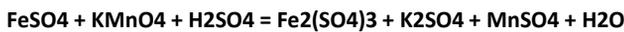
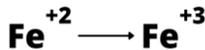
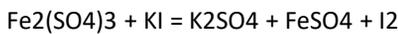
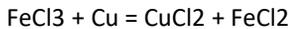
3 Через раствор соли железа (III) пропустили сернистый газ



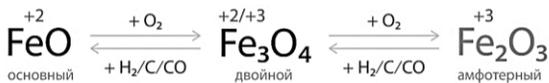
4 К раствору соли железа (III) добавили растворимый сульфит



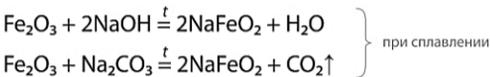
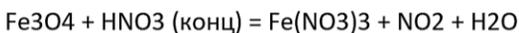
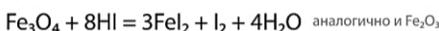
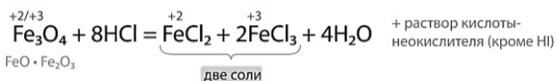
+ Реакции с йодидами и др. восстановителями:



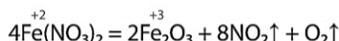
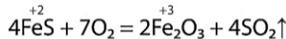
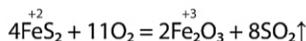
Оксиды железа



Важные реакции

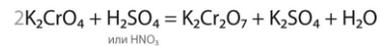
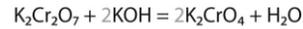
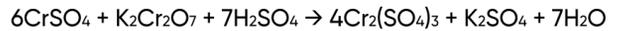
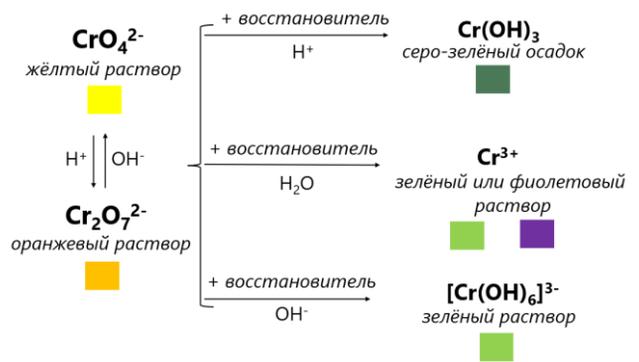


! Обжиг соединений железа (II) в избытке кислорода и прокаливание нитрата железа (II)

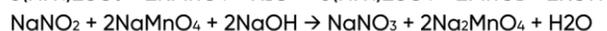
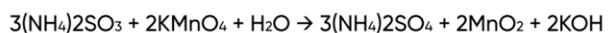
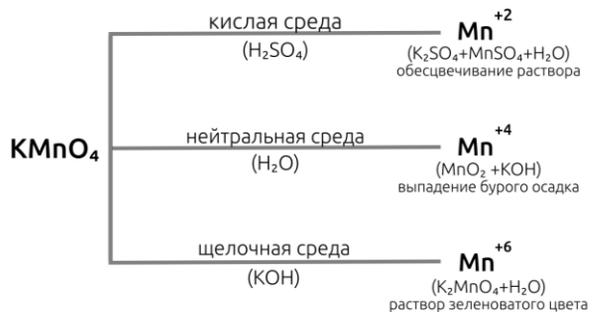
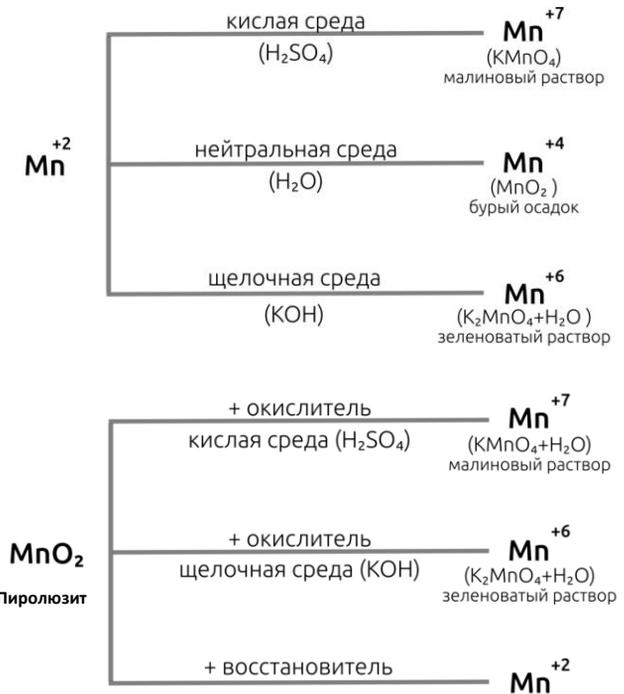


Хром

EGELAND^o

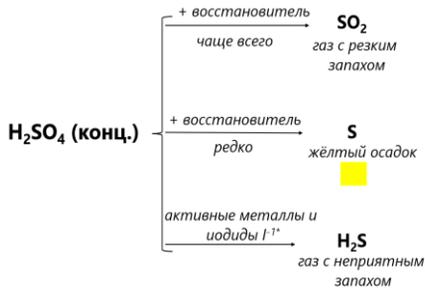
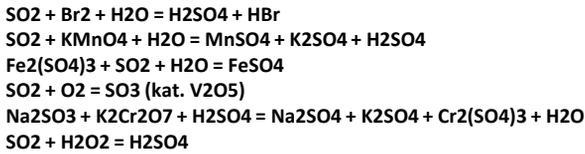
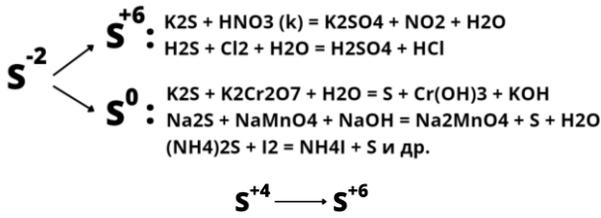


Марганец



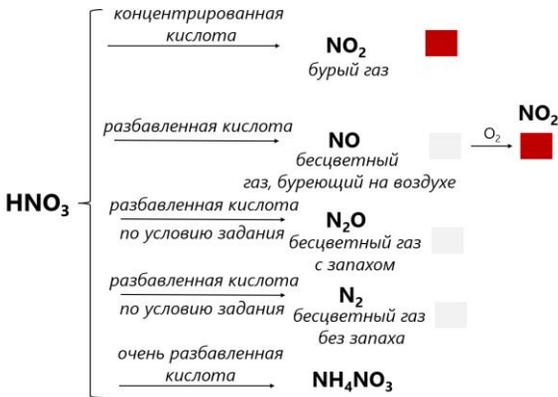
Аллотропные модификации: ромбическая (S8), пластическая, моноклинная

Степени окисления: -2, 0, (+2), +4, +6

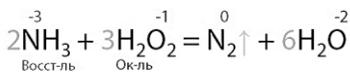
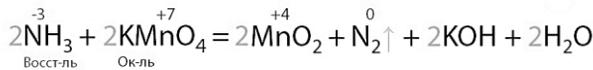


*Работает только, когда в качестве восстановителя выступает исключительно I⁻.

Азот



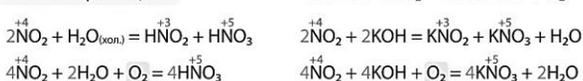
ОВР с аммиаком



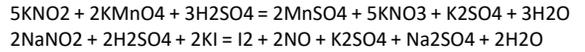
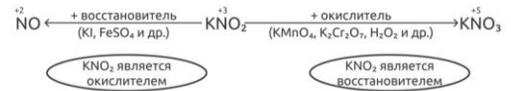
Свойства оксидов азота



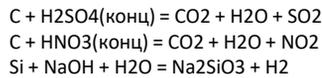
Важные реакции



Окислительно-восстановительные свойства нитритов (на примере нитрита калия)



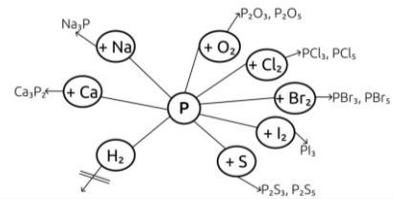
Углерод и кремний



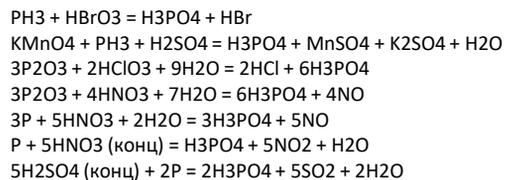
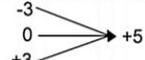
Фосфор

Аллотропные модификации: белый (P4), красный, черный

Степени окисления: -3, 0, +1, +3, +5



В ОВР соединения фосфора чаще проявляют восстановительные свойства, повышая степень окисления до +5:



Гидролиз бинарных соединений

Бинарные соединения	Пример взаимодействия с водой
1. Нитриды ЩМ, ЩЗМ и магния	$Na_3N + H_2O = NaOH + NH_3$
2. Фосфида ЩМ, ЩЗМ и магния	$Na_3P + H_2O = NaOH + PH_3$
3. Силициды ЩМ, ЩЗМ и магния	$Ca_2Si + H_2O = Ca(OH)_2 + SiH_4$
4. Карбиды ЩМ, ЩЗМ, Mg, Al	$CaC_2 + H_2O = C_2H_2 + Ca(OH)_2$ $AlC_3 + H_2O = CH_4 + Al(OH)_3$
5. Сульфиды Al и Cr	$Cr_2S_3 + H_2O = Cr(OH)_3 + H_2S$
6. Гидриды ЩМ, ЩЗМ, Mg, Al	$AlH_3 + H_2O = Al(OH)_3 + H_2$
7. Галогениды фосфора, кремния и серы	$PCl_5 + H_2O = H_3PO_4 + HCl$ $SiCl_6 + H_2O = H_2SiO_4 + HCl$