

Свойства неорганических веществ (задание 37 ЕГЭ по химии)

Дуванова Татьяна Викторовна,
учитель химии МАОУ «ФТЛ №1»

САРАТОВ 2015

Свойства неорганических веществ (задание 37 ЕГЭ по химии)

- пять уравнений реакций, соответствующих цепочке превращений веществ;
- четыре уравнения реакции между данными веществами;
- **мысленный эксперимент.**

Свойства неорганических веществ (задание 37 ЕГЭ по химии)

От названий
к формулам

Характеризуем
вещества

Устанавливаем
последовательность
превращений

Свойства
неорганических
веществ

От названий к формулам

Na_2CO_3 (карбонат натрия) — кальцинированная сода;

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (декагидрат карбоната натрия) — кристаллическая сода;

NaHCO_3 (гидрокарбонат натрия) — пищевая сода, питьевая сода, двууглекислая сода;

NaOH (гидроксид натрия) — едкий натр, каустическая сода, каустик;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (декагидрат сульфата натрия) — глауберова соль;

Na_2SiO_3 (силикат натрия) — растворимое стекло, жидкое стекло;

NaNO_3 (нитрат натрия) — чилийская селитра, натриевая селитра;

$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ или $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ (гексафторалюминат натрия) — криолит;

От названий к формулам

NaCl (хлорид натрия) — поваренная соль, каменная соль, пищевая соль;

K_2CO_3 (карбонат калия) — поташ;

KOH (гидроксид калия) — едкое кали;

KClO_3 (хлорат калия) — бертолетова соль;

K_2SiO_3 (силикат калия) — жидкое стекло, растворимое стекло;

CaCO_3 (карбонат кальция) — мел, известняк, мрамор;

CaO (оксид кальция) — негашёная известь;

Ca(OH)_2 (гидроксид кальция) — гашёная известь, белильная известь;

От названий к формулам

$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2$ (смесь гипохлорита и хлорида кальция) — хлорная известь;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ (смесь дигидрофосфата и сульфата кальция) — простой суперфосфат;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ (дигидрофосфат кальция) — двойной суперфосфат;

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (дигидрат сульфата кальция) — гипс;

FeCl_2 (хлорид железа (II)) — хлористое железо;

FeCl_3 (хлорид железа (III)) — хлорное железо;

FeS_2 (дисульфид железа (II)) — пирит, железный колчедан, серный колчедан;

От названий к формулам

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (гептагидрат сульфата железа (II)) — железный купорос;

$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (гептагидрат сульфата цинка) — цинковый купорос;

ZnS (сульфид цинка) — цинковая обманка;

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (пентагидрат сульфата меди (II)) — медный купорос;

$(\text{CuOH})_2 \cdot \text{CO}_3$ (карбонат гидроксомеди (II)) — малахит;

N_2O (оксид азота (I)) — веселящий газ;

NO_2 (оксид азота (IV)) — бурый газ;

NH_4Cl (хлорид аммония) — нашатырь;

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или NH_4OH^* — гидроксид аммония, нашатырный спирт;

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ (смесь дигидрофосфата и гидрофосфата аммония) — аммофос;

От названий к формулам

CO (оксид углерода (II)) — угарный газ;

CO_2 (оксид углерода (IV)) — углекислый газ, угольный ангидрид;

SO_2 (оксид серы (IV)) — сернистый газ, сернистый ангидрид;

SO_3 (оксид серы (VI)) — серный ангидрид;

$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ — олеум (раствор SO_3 в концентрированной серной кислоте);

HF (фтороводород) — плавиковая кислота (раствор HF в воде);

Al_2O_3 (оксид алюминия) — корунд, боксит, глинозём;

SiO_2 (оксид кремния (IV)) — горный хрусталь, силикагель, кварц, песок;

MnO_2 (диоксид марганца) — пиролюзит

CrO_3 (оксид хрома (VI)) — хромовый ангидрид

Термины, используемые при описании эксперимента

- **Навеска** — это просто некоторая порция вещества определенной массы (её взвесили **на весах**).
- **Прокалить** — нагреть вещество до высокой температуры и греть до окончания химических реакций.
- **«Взорвали смесь газов»** — это значит, что вещества прореагировали со взрывом. Обычно для этого используют электрическую искру. **Отфильтровать** — отделить осадок от раствора.
- **Профильтровать** — пропустить раствор через фильтр, чтобы отделить осадок.

Термины, используемые при описании эксперимента

- **Фильтрат** — это профильтрованный **раствор**.
- **Растворение вещества** — это переход вещества в раствор. Оно может происходить без химических реакций (например, при растворении в воде поваренной соли NaCl получается раствор поваренной же соли NaCl , а не щелочь и кислота отдельно), либо в процессе растворения вещество реагирует с водой и образует раствор другого вещества (при растворении оксида бария получится раствор гидроксида бария). Растворять можно вещества не только в воде, но и в кислотах, в щелочах и т.д.
- **Выпаривание** — это удаление из раствора воды и летучих веществ без разложения содержащихся в растворе твёрдых веществ.

Термины, используемые при описании эксперимента

- **Упаривание** — это просто уменьшение массы воды в растворе с помощью кипячения.
- **Сплавление** — это совместное нагревание двух или более твёрдых веществ до температуры, когда начинается их плавление и взаимодействие.

- **Осадок и остаток.**

Очень часто путают эти термины. Хотя это совершенно разные понятия.

«Реакция протекает с выделением осадка» — это означает, что одно из веществ, получающихся в реакции, малорастворимо.

«Остаток» — это вещество, которое **осталось**, не истратилось полностью или вообще не прореагировало. Например, если смесь нескольких металлов обработали кислотой, а один из металлов не прореагировал — его могут назвать **остатком**.

Наиболее характерные признаки газов, растворов, твердых веществ

ГАЗЫ:

Окрашенные: Cl_2 – желто-зеленый; NO_2 – бурый; O_3 – голубой (все имеют запахи). Все ядовиты, растворяются в воде, Cl_2 и NO_2 реагируют с ней.

Бесцветные без запаха: H_2 , N_2 , O_2 , CO_2 , CO (яд), NO (яд), инертные газы. Все плохо растворимы в воде.

Бесцветные с запахом: HF , HCl , HBr , HI , SO_2 (резкие запахи), NH_3 (нашатырного спирта) – хорошо растворимы в воде и ядовиты, PH_3 (чесночный), H_2S (тухлых яиц) - мало растворимы в воде, ядовиты.

ОКРАШЕННЫЕ РАСТВОРЫ:

желтые	Хроматы, например K_2CrO_4	Растворы солей железа (III), например, $FeCl_3$, бромная вода, спиртовые и спиртово-водные растворы йода – в зависимости от концентрации от жёлтого до бурого
оранжевые	Дихроматы, например, $K_2Cr_2O_7$	
зеленые	Гидроксикомплексы хрома (III), например, $K_3[Cr(OH)_6]$, соли никеля (II), например $NiSO_4$, манганаты, например, K_2MnO_4	
голубые	Соли меди (II), например $CuSO_4$	
От розового до фиолетового	Перманганаты, например, $KMnO_4$	
От зеленого до синего	Соли хрома (III), например, $CrCl_3$	

ОКРАШЕННЫЕ ОСАДКИ, ПОЛУЧАЮЩИЕСЯ ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ РАСТВОРОВ

желтые	AgBr , AgI , Ag_3PO_4 , BaCrO_4 , PbI_2 , CdS
бурые	$\text{Fe}(\text{OH})_3$, MnO_2
черные, черно-бурые	Сульфиды меди, серебра, железа, свинца
синие	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
зеленые	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – серо-зеленый $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – грязно-зеленый, буреет на воздухе

ДРУГИЕ ОКРАШЕННЫЕ ВЕЩЕСТВА

желтые	сера, золото, хроматы
оранжевые	оксид меди (I) – Cu_2O дихроматы
красные	бром (жидкость), медь (аморфная), фосфор красный, Fe_2O_3 , CrO_3
черные	CuO , FeO , CrO
Серые с металлическим блеском	Графит, кристаллический кремний, кристаллический йод (при возгонке – фиолетовые пары), большинство металлов.
зеленые	Cr_2O_3 , малахит ($\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, Mn_2O_7 (жидкость)

ДРУГИЕ ОКРАШЕННЫЕ ВЕЩЕСТВА

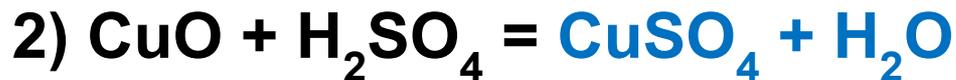
желтые	сера, золото, хроматы
оранжевые	оксид меди (I) – Cu_2O дихроматы
красные	бром (жидкость), медь (аморфная), фосфор красный, Fe_2O_3 , CrO_3
черные	CuO , FeO , CrO
Серые с металлическим блеском	Графит, кристаллический кремний, кристаллический йод (при возгонке – фиолетовые пары), большинство металлов.
зеленые	Cr_2O_3 , малахит ($\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, Mn_2O_7 (жидкость)

Последовательность превращений

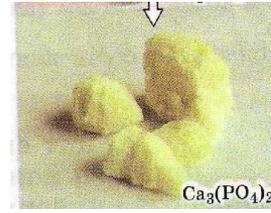
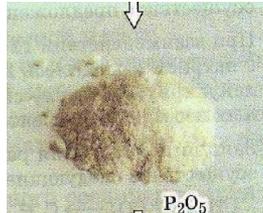
Чёрный порошок, который образовался при длительном нагревании металла красного цвета в избытке воздуха, растворили в 10%-ной серной кислоте и получили раствор голубого цвета. В раствор добавили щёлочь и выпавший осадок отделили и растворили в избытке концентрированного раствора аммиака.



Последовательность превращений



Последовательность превращений



Вещество красного цвета, которое используется в производстве спичек, сожгли в избытке воздуха и продукт при нагревании растворили в большом количестве воды. Раствор нейтрализовали негашеной известью. Образовавшееся вещество используют для получения двойного суперфосфата. Напишите уравнения описанных реакций.

Последовательность превращений

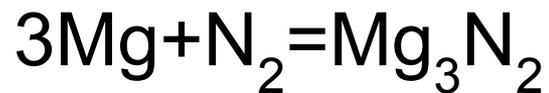
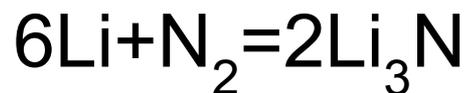
Вещество красного цвета, которое используется в производстве спичек, сожгли в избытке воздуха и продукт при нагревании растворили в большом количестве воды. Раствор нейтрализовали негашеной известью. Образовавшееся вещество используют для получения двойного суперфосфата. Напишите уравнения описанных реакций.



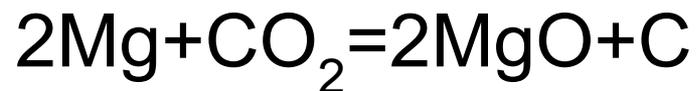
Свойства неорганических веществ

Задание 37 требует от участника ЕГЭ знание свойств разнообразных неорганических веществ, связанных с протеканием как ОВР между веществами, так и обменных реакций, протекающих в растворах.

Реакция лития или магния с азотом:



Горение магния в углекислом газе:



Особое свойство плавиковой кислоты:



Свойства неорганических веществ

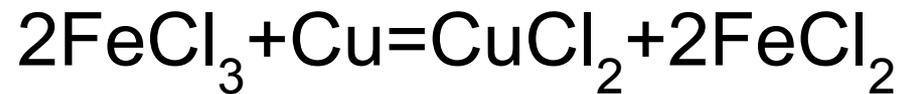
Необходимо обратить внимание учащихся на окислительно-восстановительные реакции с участием озона, которые встречаются в материалах ЕГЭ:



При подготовке учащихся к ЕГЭ необходимо напомнить им, что железо, реагируя с фтором, хлором и бромом, окисляется до степени окисления +3 и образует галогениды FeF_3 , FeCl_3 , FeBr_3 , но в реакции с иодом оно дает **иодид железа (II) FeI_2**

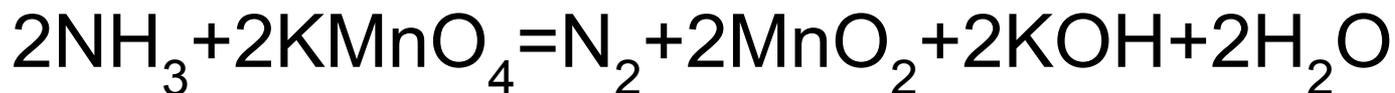
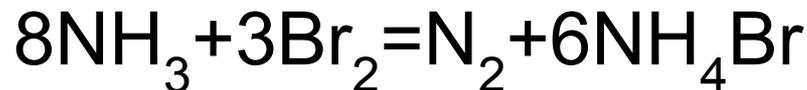
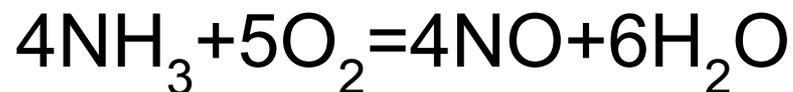
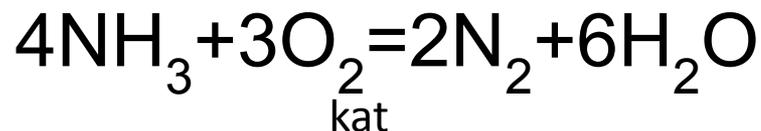
Свойства неорганических веществ

Окислительные свойства солей трехвалентного железа:



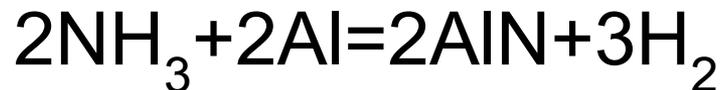
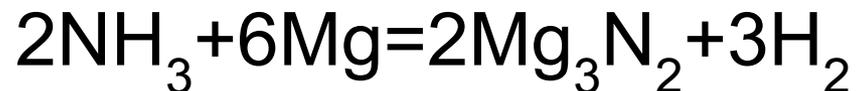
Свойства неорганических веществ

Восстановительные свойства аммиака:

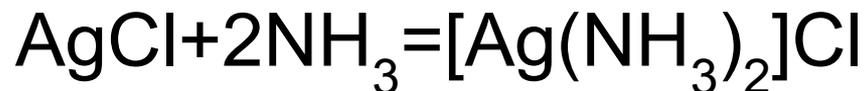
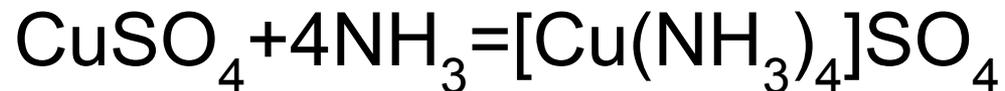


Свойства неорганических веществ

Малохарактерные для него **окислительные свойства аммиак** проявляет в реакциях с активными металлами:

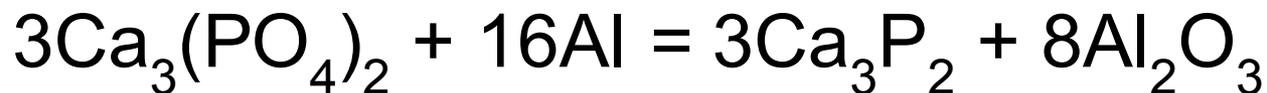
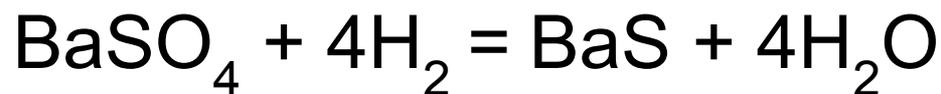
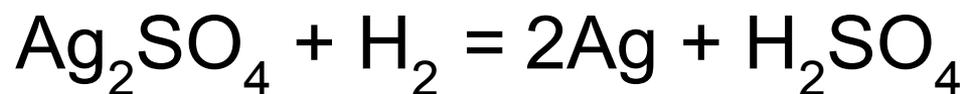
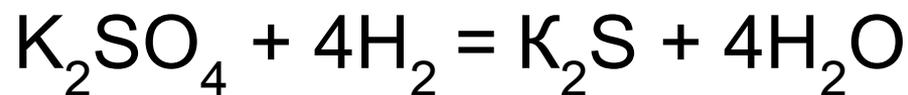


Могут пригодиться знания об аммиачных комплексах:



Свойства неорганических веществ

Трудными для выпускников оказываются уравнения реакций, которые редко записывают или вообще не употребляют в учебном процессе:



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Для получения азотной кислоты оксид азота (IV) должен быть доокислен, например кислородом воздуха:

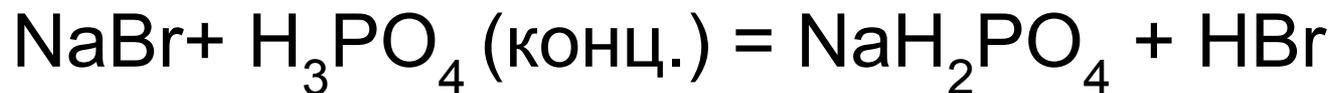


Лабораторный способ получения хлороводорода: к твердому хлориду натрия приливают концентрированную серную кислоту



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Для получения бромоводорода из бромида натрия, концентрированная серная кислота не подойдет, так как выделяющийся бромоводород будет загрязнен парами брома. Можно использовать концентрированную фосфорную кислоту:



Кислоты-неокислители реагируют с металлами, стоящими в ряду активности металлов до водорода, с выделением водорода и образованием соответствующей соли:

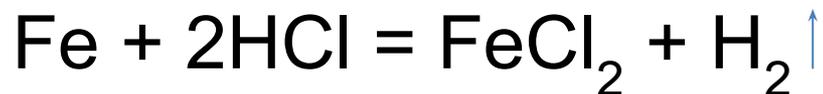


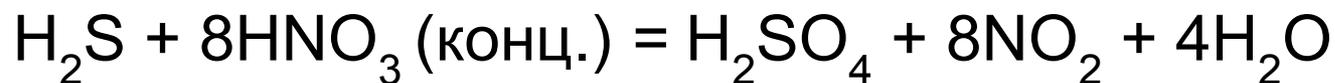
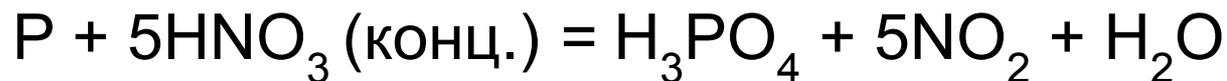
Схема 1: Азотная кислота

Кислота HNO_3	концентрированная	разбавленная	очень разбавленная
Металлы	<input type="checkbox"/> образуется нитрат металла + продукт восстановления азота <i>(не водород!)</i>		
неактивные (правее H) кроме Au, Pt	NO_2	NO	
цинк	NO_2	N_2	NH_4NO_3
железо	пассивация (при нагревании - NO_2)	NO	N_2 , NH_4NO_3
алюминий	пассивация (при нагревании - NO_2)	N_2	NH_4NO_3
хром	не растворяется		
марганец	NO_2	NO	
бериллий	пассивация	NO	
щелочные	N_2O	NH_4NO_3	
Щелочноземельные	N_2O	N_2O	NH_4NO_3
магний	N_2O		
Неметаллы	<input type="checkbox"/> кислота неметалла в высшей степени окисления или ОКСИД <i>(если кислота неустойчива)</i>		
	NO или NO_2		не реагируют!

Схема 2: Серная кислота

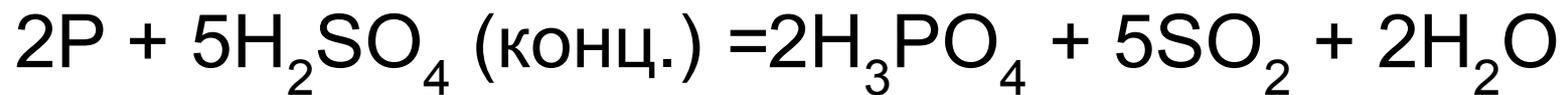
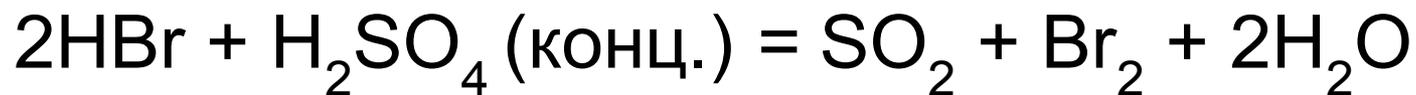
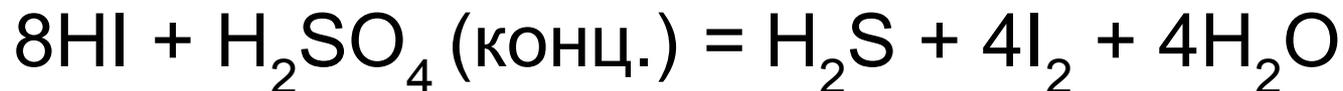
Кислота	концентрированная	разбавленная
неактивные металлы (после H)	– SO_2 + сульфат металла (Pt, Au – не реагируют!)	не реагируют!
цинк	<input type="checkbox"/> SO_2 + сульфат металла	<input type="checkbox"/> сульфат металла (минимально возможной степени окисления) + H_2
железо	<u>только при нагревании</u>	
алюминий	<input type="checkbox"/> SO_2 + сульфат металла (+3)	
хром	Не реагирует	
бериллий	Не реагирует	
щелочные	<input type="checkbox"/> H_2S + сульфат металла	
щелочноземельные и магний	<input type="checkbox"/> S + сульфат металла	

Окислительные свойства азотной и серной кислот в реакциях с неметаллами



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Серная кислота окисляет галогеноводороды HI и HBr (но не HCl) до свободных галогенов, а неметаллы – до соответствующих им кислот:



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Кислоты взаимодействуют с солями более слабых и более летучих кислот:

HI, HClO₄, HBr, HCl, H₂SO₄, HNO₃, HMnO₄, H₂SO₃, H₃PO₄, HF, HNO₂, H₂CO₃, H₂S, H₂SiO₃



Сила кислот возрастает

Нелетучая, хотя и не самая сильная, серная кислота вытесняет все кислоты из их солей, а ее не может вытеснить ни одна кислота.

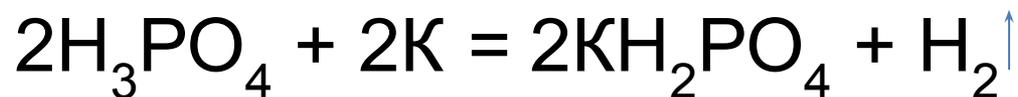
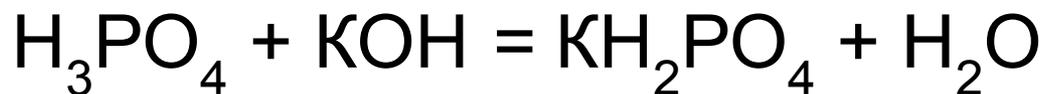
Исключение:



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Ортофосфорная кислота по первой стадии диссоциирует как кислота средней силы, по второй - как слабая, а по третьей стадии диссоциация настолько незначительна, что в растворе ничтожно мало ионов PO_4^{3-} . Поэтому в ее растворе из анионов преобладают H_2PO_4^- , в меньшем количестве присутствуют HPO_4^{2-} .

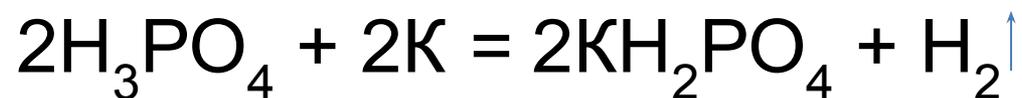
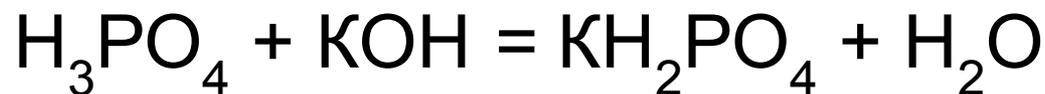
По этой причине **фосфат калия в кислотной среде не образуется**



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Ортофосфорная кислота по первой стадии диссоциирует как кислота средней силы, по второй - как слабая, а по третьей стадии диссоциация настолько незначительна, что в растворе ничтожно мало ионов PO_4^{3-} . Поэтому в ее растворе из анионов преобладают H_2PO_4^- , в меньшем количестве присутствуют HPO_4^{2-} .

По этой причине **фосфат калия в кислотной среде не образуется**

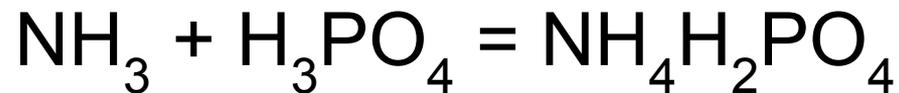


Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Фосфат калия можно получить лишь при избытке щелочи:



Продуктом реакции аммиака с фосфорной кислотой может также быть кислая соль:

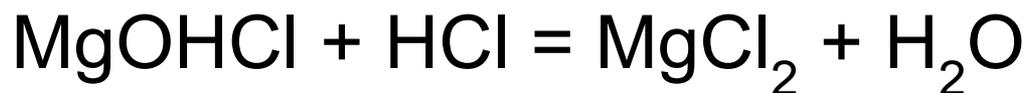


Избыток щелочи переводит кислые соли в средние:

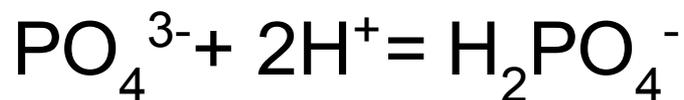


Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Чтобы получить из основной соли среднюю соль нужно подействовать кислотой:



При добавлении сильной кислоты все соли ортофосфорной кислоты превращаются в дигидрофосфаты, которые растворимы в воде:

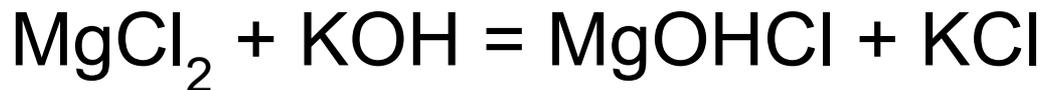
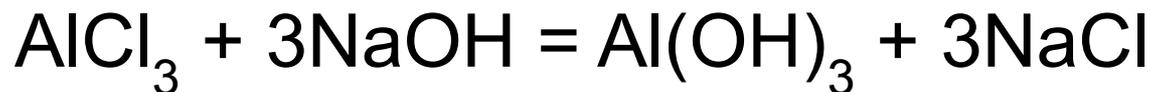


Общее свойство всех нерастворимых фосфатов – их растворимость в растворах сильных кислот:



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

Более сильное основание вытесняет более слабое из его солей:

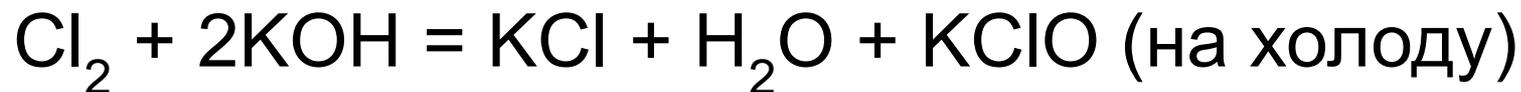


Гидроксиды металлов разлагаются при нагревании, кроме NaOH, KOH:



Кислоты. Основания. Соли. Оксиды.

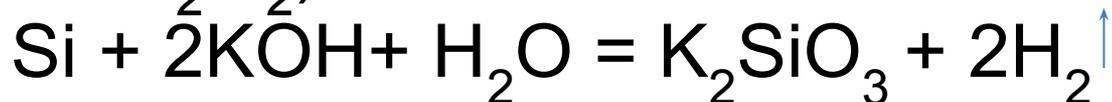
Определенную трудность для учащихся представляют окислительно-восстановительные реакции щелочей с неметаллами:



(аналогично с Br_2 , I_2)



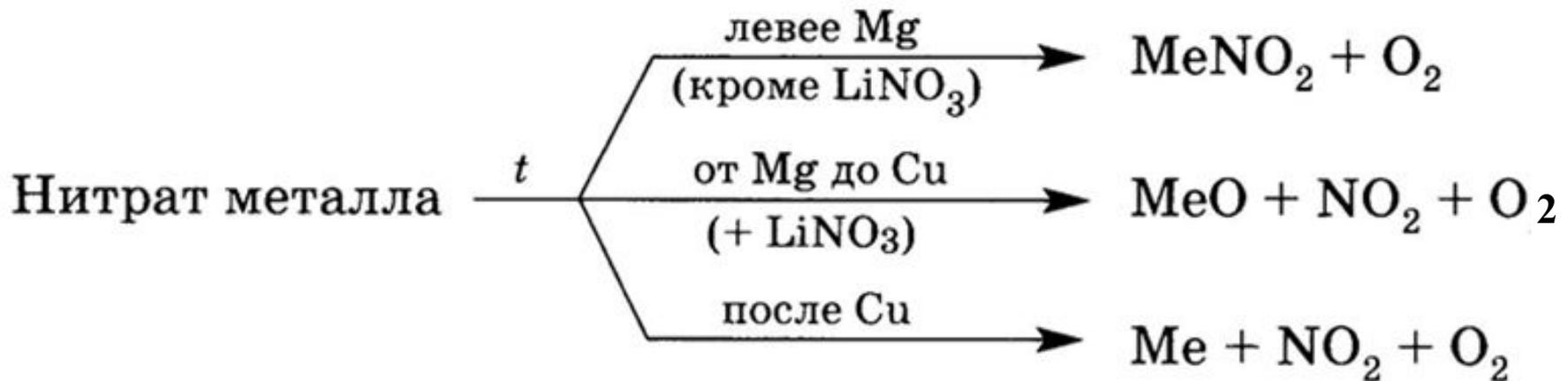
(аналогично с Br_2 , I_2)



гипофосфит бария

Термическое разложение солей.

Разложение нитратов

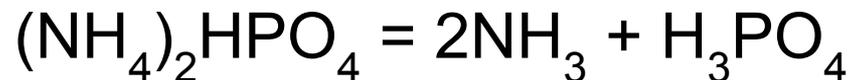


- $\text{NaNO}_3 = \text{NaNO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$
- $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
- $2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{NO}_2 + 1,5 \text{O}_2$
- **$2\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{NO}_2 + 0,5\text{O}_2$**
- $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$

Термическое разложение солей.

Разложение солей аммония

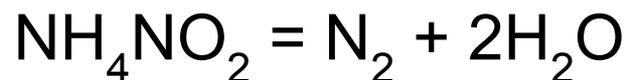
На аммиак и соответствующую кислоту разлагаются при нагревании только те соли аммония, которые содержат анион, не обладающий окислительными свойствами:



Чем сильнее кислота, тем труднее разложить соль:



Если анион соли обладает окислительными свойствами, то аммиак не образуется:



Термическое разложение солей.

Разложение солей угольной кислоты

Не разлагаются при нагревании карбонаты щелочных металлов (кроме Li_2CO_3).

Все остальные карбонаты и карбонат лития разлагаются на оксид металла и углекислый газ:



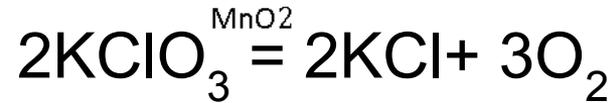
Все гидрокарбонаты разлагаются сначала до карбонатов:



При дальнейшем нагревании образовавшийся карбонат разлагается, как показано выше.

Термическое разложение солей.

Разложение кислородосодержащих солей – окислителей:



Разложение комплексных солей

При нагревании разлагаются все комплексные соли, образованные амфотерными гидроксидами:



Разложение основных солей

При нагревании разлагаются многие основные соли:



Окислительно-восстановительные процессы с участием наиболее важных окислителей и восстановителей



в кислой среде
 Mn^{2+} бесцветный раствор

в нейтральной среде
 MnO_2 бурый осадок

в щелочной среде
 MnO_4^{2-} зеленый раствор

Окислительно-восстановительные процессы с участием наиболее важных окислителей и восстановителей



4

в кислой среде
 Cr^{3+} сине-фиолетовый р-р

в нейтральной среде
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ серо-зеленый осадок

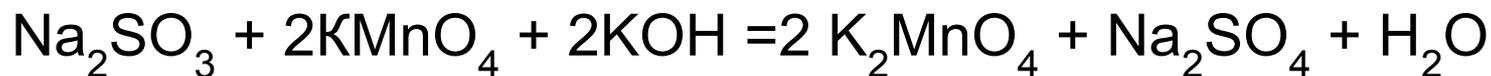
в щелочной среде
 $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ раствор
изумрудно-зеленого цвета

Окислительно-восстановительные процессы с участием наиболее важных окислителей и восстановителей

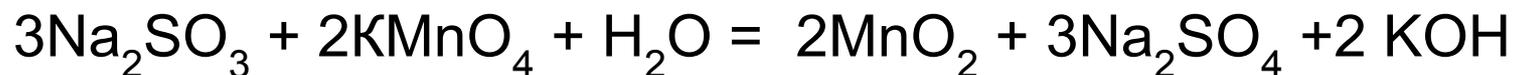
кислотная среда:



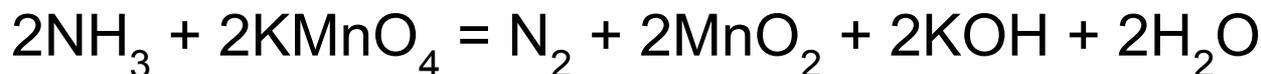
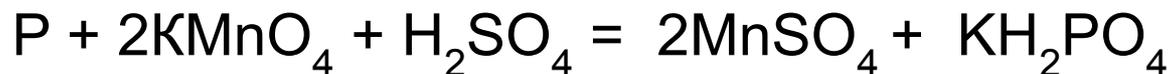
щелочная среда:



нейтральная среда:



Примеры:

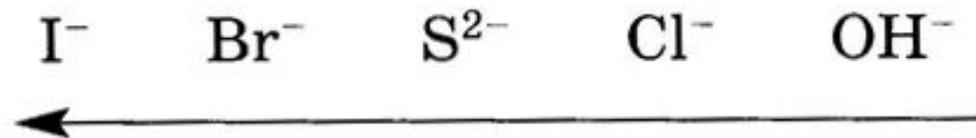


Электролиз

Процессы восстановления на катоде

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ba}^{2+}, \text{Ca}^{2+},$ $\text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	$\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{2+},$ $\text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	2H^+	$\text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+},$ $\text{Ag}^+, \text{Au}^{3+}$
Me^{n+} не восстанавливается; восстанавливается водород из воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$		$\text{Me}^{n+} + ne^- \rightarrow$ $\rightarrow \text{Me}^0$

Процессы окисления на инертном (нерастворимом) аноде



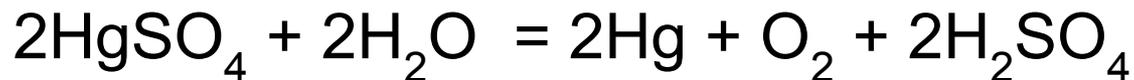
Способность окисляться увеличивается



Электролиз

Электролиз растворов солей металлов, стоящих в ряду напряжения

после водорода:



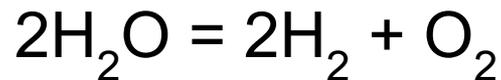
до водорода:



электролиз раствора сульфата натрия:

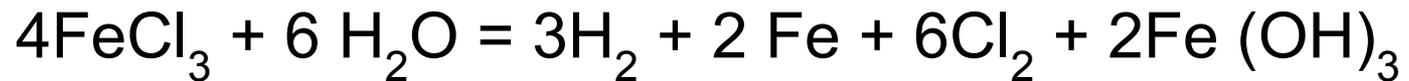


3) Составлено общее уравнение электролиза:



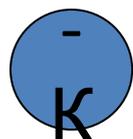
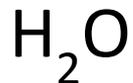
Электролиз

При электролизе солей, образованных металлами, находящимися в ряду активности между алюминием и водородом

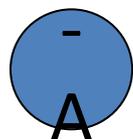
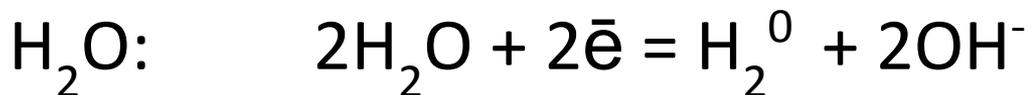


на катоде происходит конкурирующее восстановление катиона металла и воды, в результате на катоде выделяются металл и водород, а в растворе образуется гидроксид соответствующего металла; на аноде происходит окисление анионов бескислородных кислот, в частности выделяется Cl_2 .

Электролиз солей карбоновых кислот



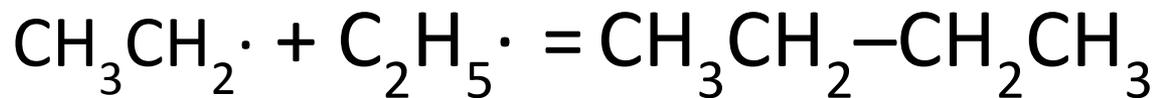
Na^+ :



Анод = графит – инертный!

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^- - \bar{e} = \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^\cdot$ свободный радикал, неустойчив

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^\cdot = \text{CO}_2 + \text{C}_2\text{H}_5^\cdot$ свободный радикал, неустойчив



Электрохимический ряд напряжения металлов

1. Чем ближе стоит металл к началу ряда, тем сильнее его восстановительные свойства и тем слабее окислительная способность его ионов.
2. Металлы, стоящие **до водорода**, способны вытеснять его из растворов кислот. Но следует иметь в виду, что свинец, стоящий перед водородом, не может вытеснить его из раствора серной кислоты, так как при контакте с этой кислотой на поверхности металла сразу же образуется защитный слой нерастворимого сульфата $PbSO_4$. Этот слой изолирует металл от кислоты.

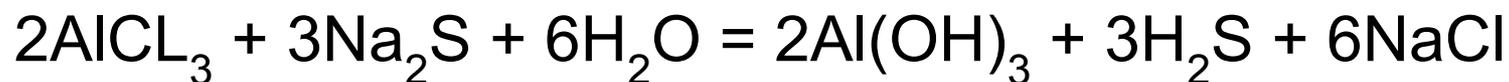
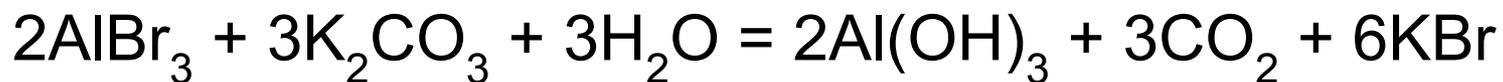
Электрохимический ряд напряжения металлов

3. Металлы, стоящие до магния (щелочные и щелочно – земельные), вытесняют водород также из воды и **любого водного раствора**. По этой причине уравнения реакций между этими металлами и растворами кислот-неокислителей (HCl, HBr, HI, H₂SO₄ (разб.)) не записывают.
4. По этой же причине не записывают уравнения реакций щелочных и щелочно – земельных металлов с растворами солей. Щелочной металл не вытесняет менее активный металл из раствора его соли.
5. Электрохимический ряд напряжений характеризует восстановительную способность металлов в водных растворах солей и **не применим к расплавам солей**.



Гидролиз

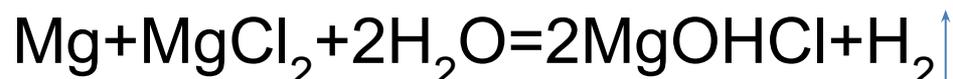
При сливании растворов солей, содержащих **катион слабого основания** и **анион слабой кислоты**, *соль не образуется*, так как идет гидролиз и по катиону, и по аниону:



Гидролиз следует учитывать, рассматривая реакции металлов с растворами солей.

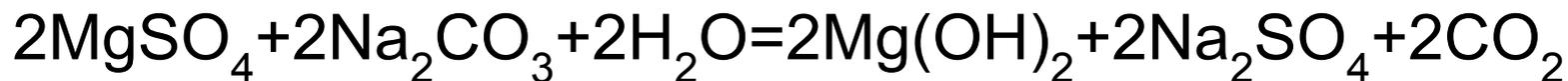
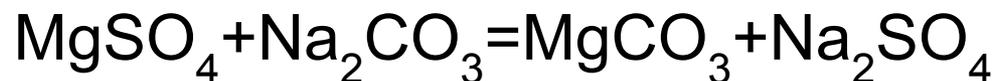


Растворы солей, имеющие кислую реакцию среды, вследствие гидролиза, способны растворять активные металлы, например, магний или цинк:

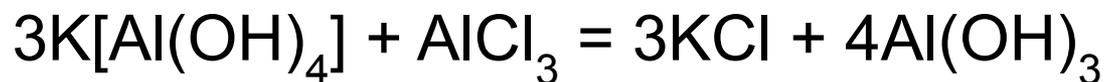


Гидролиз

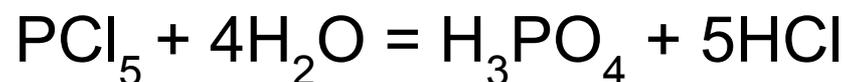
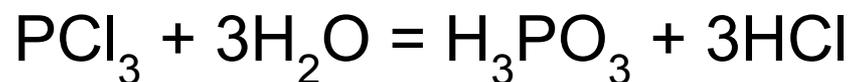
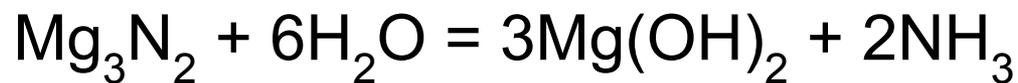
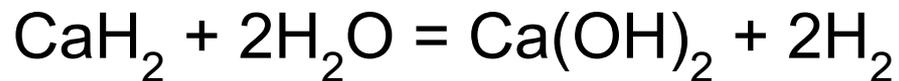
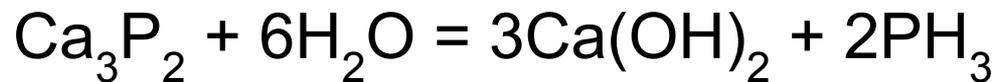
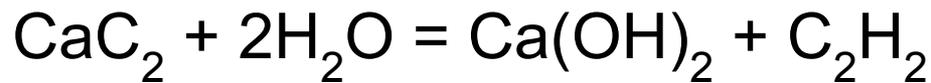
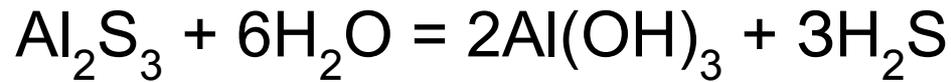
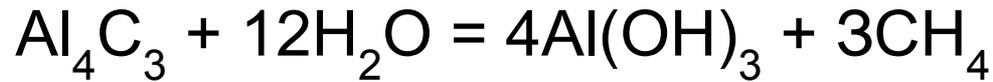
Особую трудность у учащихся вызывают сложные случаи взаимодействия растворов веществ солей подвергающихся гидролизу. Так для взаимодействия раствора сульфата магния с карбонатом натрия можно записать целых три уравнения возможных процессов:



Составление подобных уравнений реакций может потребоваться при выполнении заданий № 37 ЕГЭ по химии.



Гидролиз бинарных соединений



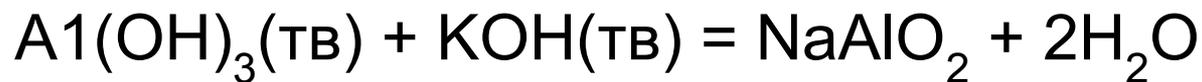
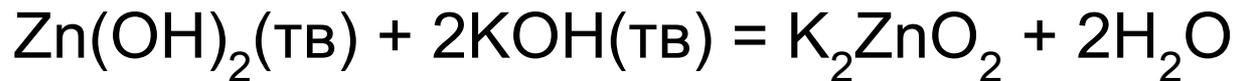
Не гидролизуются: SF_6 , NF_3 , CF_4 , CS_2 , AlN , Si_3N_4 , SiC , Li_4Si

Амфотерность

в растворе



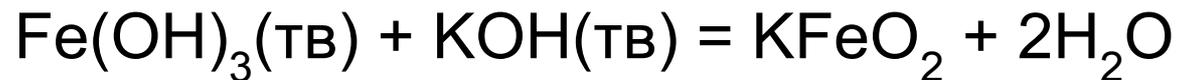
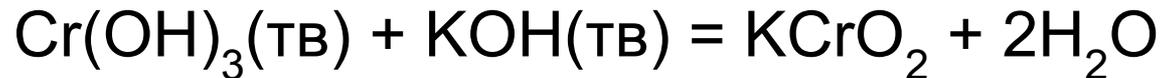
в расплаве



Амфотерность

Слабо амфотерные гидроксиды железа (III) и хрома (III) реагируют лишь с расплавами щелочей или с концентрированными растворами щелочей:

с расплавами щелочей



с концентрированными растворами щелочей

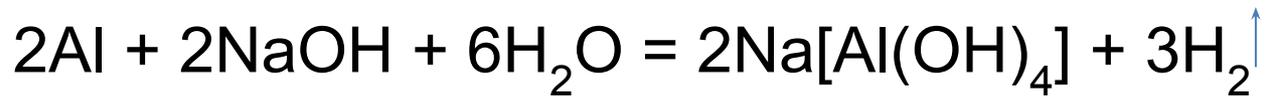


Заметим, что в материалах ЕГЭ можно встретить и такое уравнение реакции:



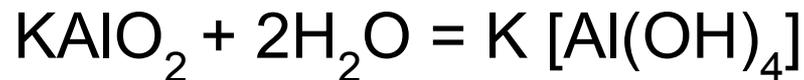
Амфотерность

Металлы, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, также могут реагировать и с кислотами, и со щелочами:

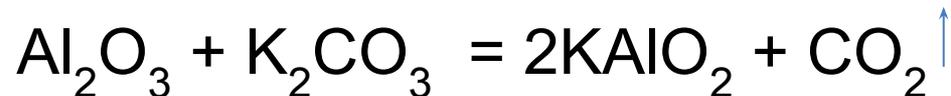


Для **хрома и железа** подобная реакция не характерна.

При гидролизе солей, полученных из амфотерных соединений, образуются комплексные соли:

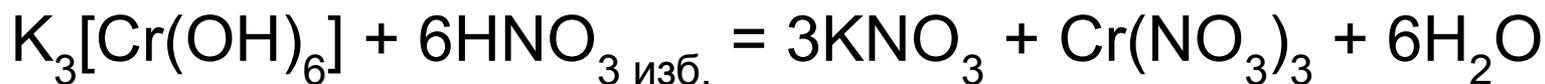
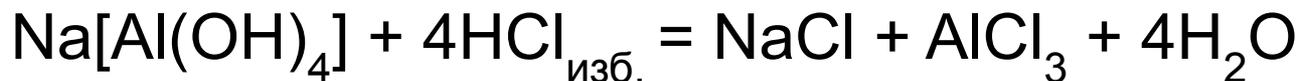


Амфотерные оксиды при сплавлении реагируют с карбонатами активных металлов:

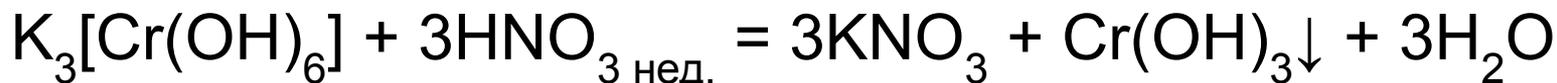
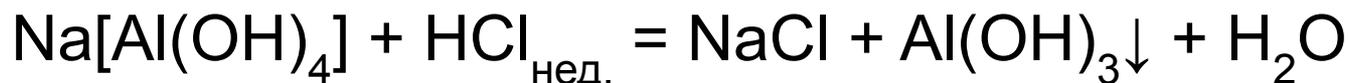


Способы разрушения комплексных солей

При действии **избытка сильной кислоты** получается две средних соли и вода:



При действии **недостатка сильной кислоты** получается средняя соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:

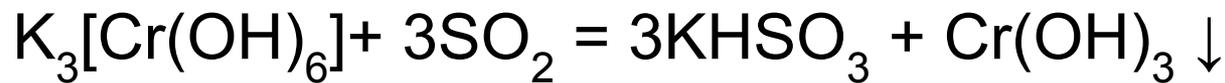


При действии **слабой кислоты** получается кислая соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



Способы разрушения комплексных солей

При действии **углекислого или сернистого газа** получается кислая соль активного металла и амфотерный гидроксид:



При действии солей, образованных сильными кислотами и катионами Fe^{3+} , Al^{3+} и Cr^{3+} происходит **взаимное усиление гидролиза**, получается два амфотерных гидроксида и соль активного металла:



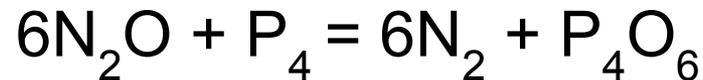
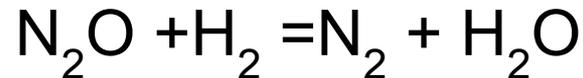
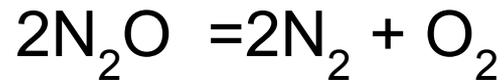
При нагревании выделяется вода:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Азот

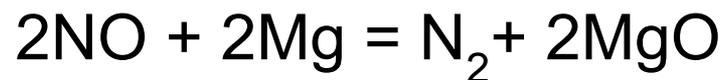
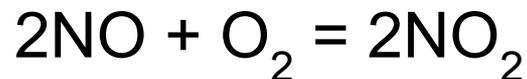
Оксид азота (I), оксид диазота, закись азота, «веселящий газ»
слабый окислитель:



слабый восстановитель:



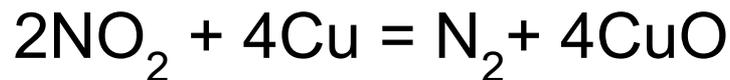
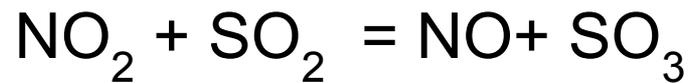
Оксид азота (II), монооксид азота.



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Азот

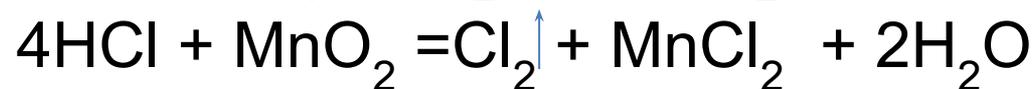
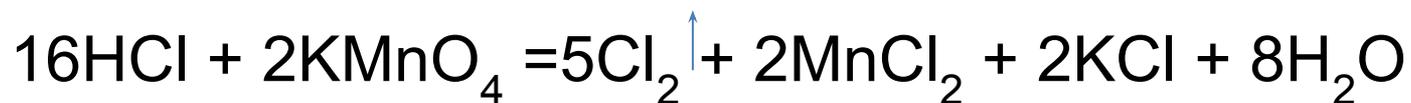
Оксид азота (IV), диоксид азота



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

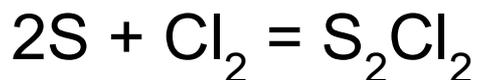
Галогены

Получение:



Свойства

С менее электроотрицательными неметаллами:

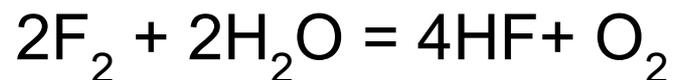
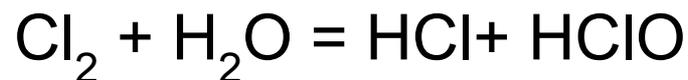


Важно отметить, что непосредственно с **азотом** и **кислородом** хлор не взаимодействует.

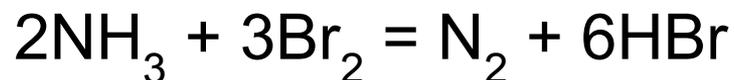
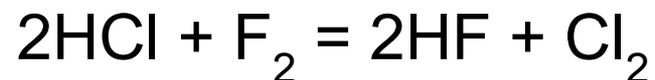
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Галогены

Взаимодействие с водой:



Окислительные свойства:

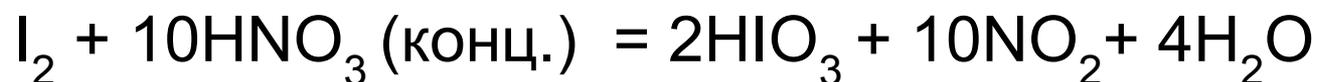


НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Галогены

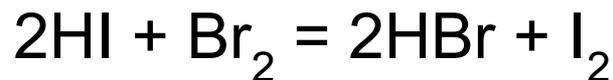
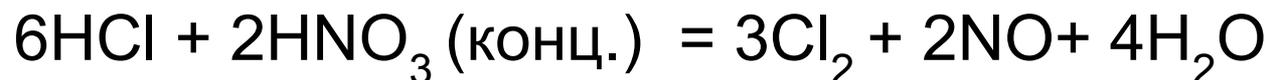
Галогены не взаимодействуют с кислотами.

Только I_2 при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой образует иодноватую кислоту HIO_3 :



Галогеноводороды

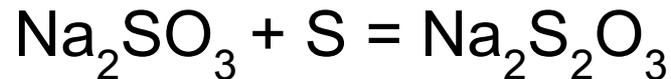
Восстановительные свойства (кроме HF):



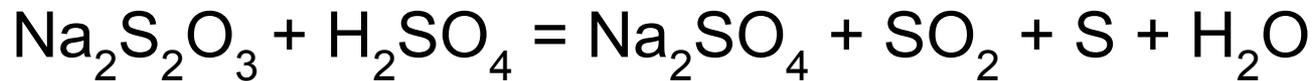
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Сера

Особым свойством серы является взаимодействие ее с сульфитами и образование тиосульфатов, солей несуществующей в свободном состоянии тиосерной кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



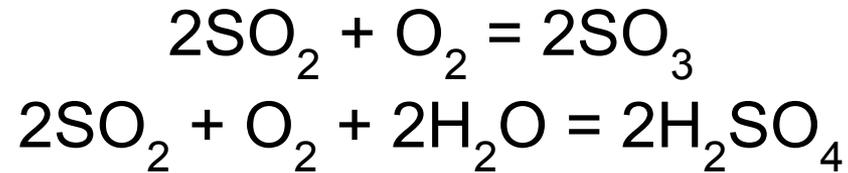
При действии на тиосульфаты кислот происходит их разложение с образованием серы и сернистого газа:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Сера

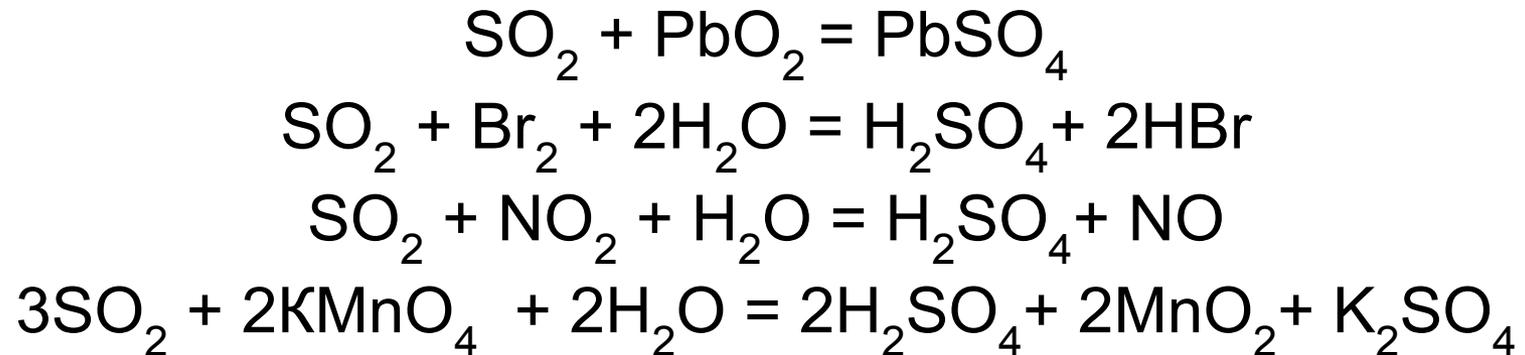
Оксид серы (IV) может быть доокислен кислородом:



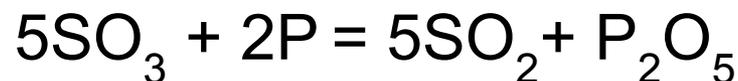
и выступать в роли окислителя:



и в роли восстановителя:



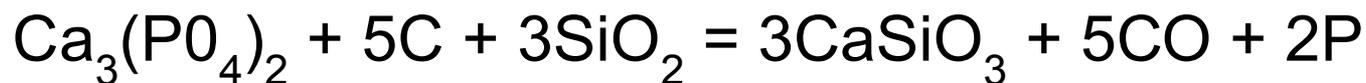
ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА **оксида серы (VI)**:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Фосфор

получение фосфора:



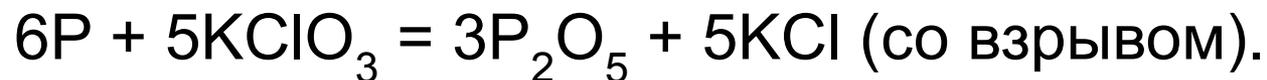
взаимодействие с азотной кислотой:



со щелочами:



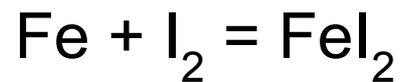
с солями – окислителями:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Металлы побочных подгрупп. Железо.

При взаимодействии железа с галогенами образуются галогениды состава FeF_3 , FeCl_3 , FeBr_3 , но в реакции с иодом - FeI_2



Железо пассивируется концентрированными серной и азотной кислотами, но **при нагревании** реагирует с ними:



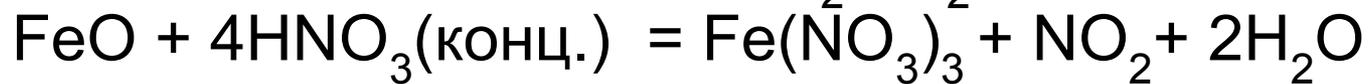
Железо взаимодействует со щелочными расплавами окислителей:



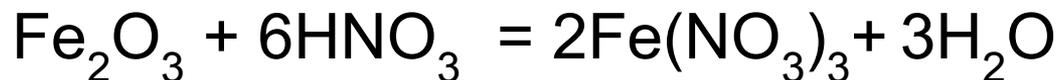
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Металлы побочных подгрупп. Железо.

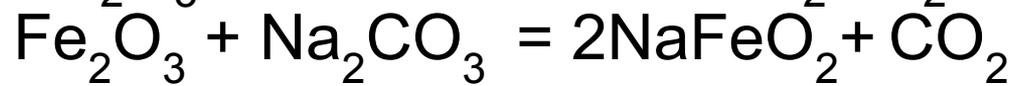
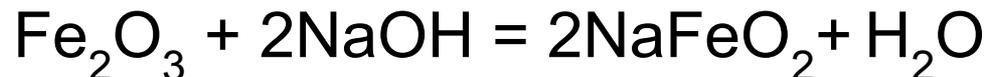
Оксид железа (II) FeO обладает основными и восстановительными свойствами.



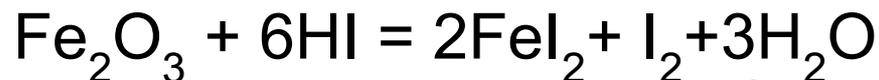
Оксид железа (III) обладает слабоамфотерными свойствами:



С растворами щелочей он не взаимодействует. При сплавлении со щелочами и карбонатами щелочных металлов образуются ферриты:



Для него характерны также окислительные свойства:

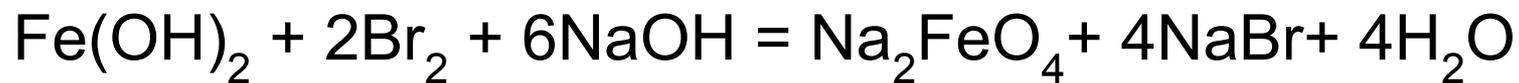
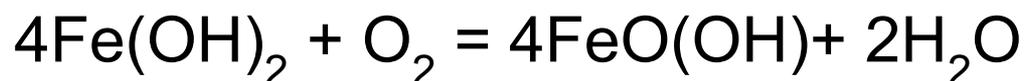
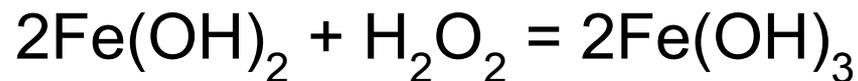
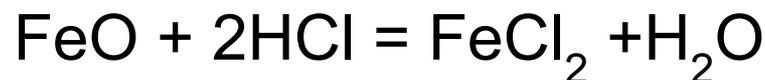


(реакция обмена невозможна, так как Fe^{+3} – окислитель, I^{-1} – восстановитель; по той же причине FeI_3 – не существует).

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

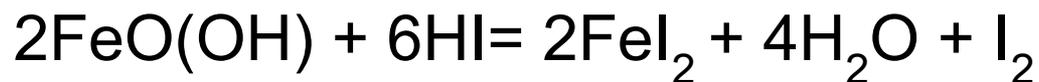
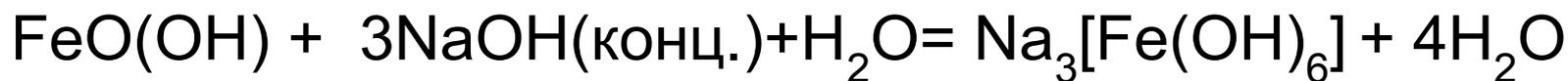
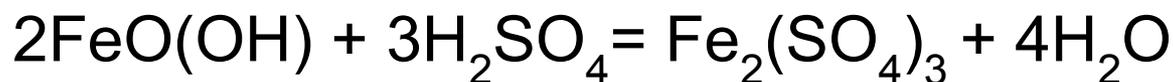
Металлы побочных подгрупп. Железо.

Гидроксид железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ проявляет основные и восстановительные свойства:



В материалах ЕГЭ встречается такая запись состава гидроксида железа(III): $\text{FeO}(\text{OH})$ – метагидроксид железа (III).

Он проявляет слабоамфотерные и окислительные свойства:



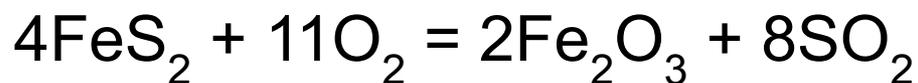
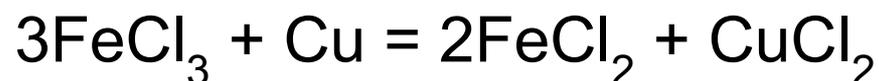
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Металлы побочных подгрупп. Железо.

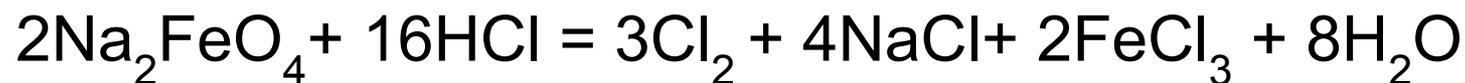
Соли Fe^{3+} сильно гидролизуются, поэтому активные металлы растворяются в них с выделением водорода:



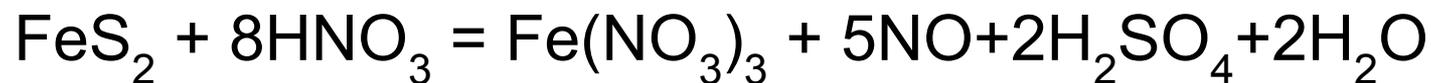
Соли Fe^{3+} - окислители, соли Fe^{2+} - восстановители:



Ферраты – сильные окислители:



Обратим внимание на реакции соединений железа, где в окислительно-восстановительном процессе участвуют три элемента:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Металлы побочных подгрупп. Хром.

Оксид хрома (II) CrO **черного** цвета, соответствующий гидроксид Cr(OH)_2 – **желтого**.

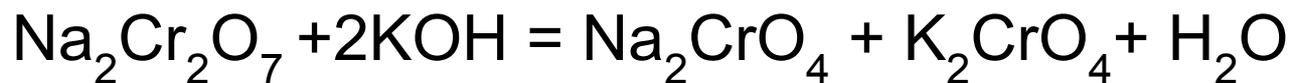
Оксид хрома (III) Cr_2O_3 в виде порошка **темно-зеленого** цвета, в кристаллическом состоянии он **черный с металлическим блеском**. Гидроксид хрома (III) Cr(OH)_3 – **серо-зеленый**. Оба соединения амфотерны. Реагируя с избытком щелочи, гидроксид хрома (III) образует **изумрудно-зеленое** соединение состава $\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$.

Оксид хрома (VI) CrO_3 – это кислотный оксид **темно-красного** цвета. При его растворении в воде образуются две кислоты: хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Это сильные кислоты, дихромовая существует только в растворе. Соли хромовой кислоты – хроматы (K_2CrO_4 , Na_2CrO_4 – **желтого цвета**), соли дихромовой кислоты – дихроматы ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – **оранжевого цвета**).

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Металлы побочных подгрупп. Хром.

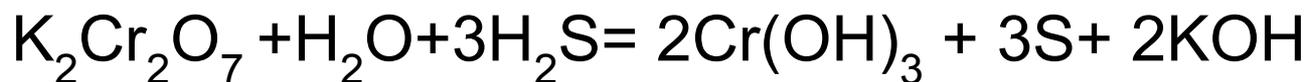
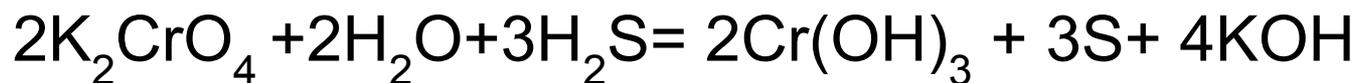
Хроматы устойчивы в щелочной среде, а дихроматы – в кислотной.



При действии на дихроматы концентрированной серной кислотой образуется **оксид хрома (VI)**:



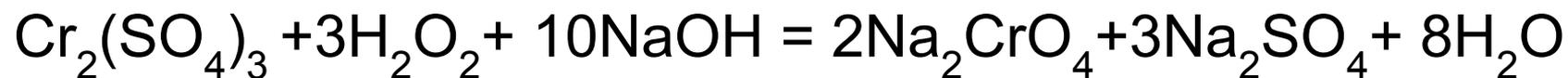
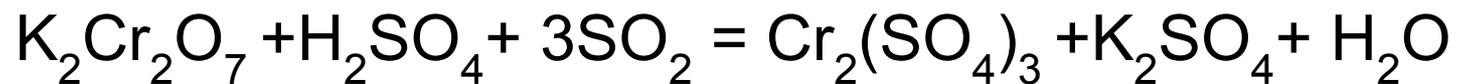
Оксид хрома (VI) и дихроматы – сильнейшие окислители. Хроматы – окислители более слабые, чем дихроматы:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Металлы побочных подгрупп. Хром.

Окислительные свойства соединений **хрома(VI)** наиболее сильно выражены в **кислотной среде**, а восстановительные свойства соединений **хрома (III)** - в **щелочной**:



Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.
11 марта 2015 г.

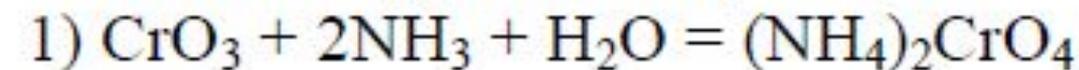
Оксид хрома(VI) растворили в воде и к полученному раствору порциями добавляли раствор аммиака до появления жёлтой окраски. Затем к раствору добавляли оксид хрома(VI) до появления оранжевой окраски. При охлаждении полученного раствора выпали оранжевые кристаллы. К ним прилили концентрированную соляную кислоту, а выделившийся газ пропустили над нагретым красным фосфором. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

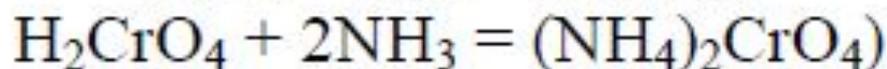
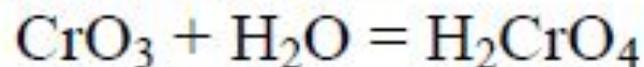
Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.
11 марта 2015 г.

Элементы ответа:

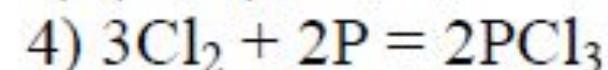
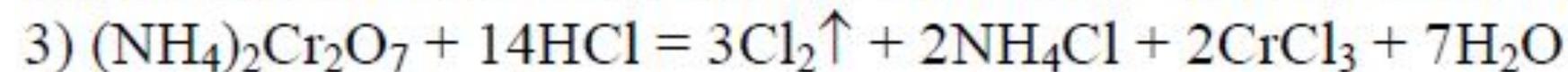
Написаны 4 уравнения реакций:



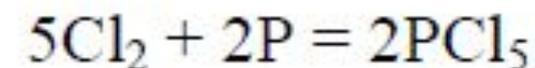
(допустимо это уравнение разбить на два:



(допустим вариант: $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{CrO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$)



ИЛИ



Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.
11 марта 2015 г.

При смешивании насыщенных растворов нитрита натрия и хлорида аммония выделился газ, который пропустили над нагретым магнием. К полученным кристаллам прилили горячую воду, а выделившийся при этом газ пропустили через раствор хлорида алюминия, что привело к образованию осадка.

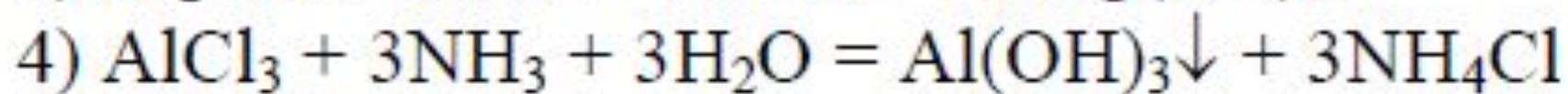
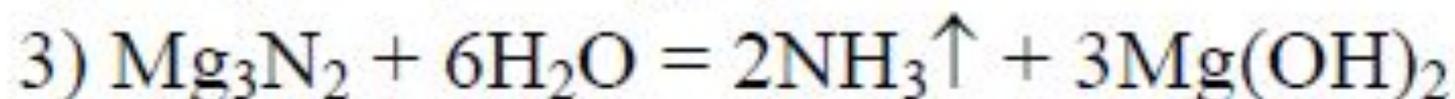
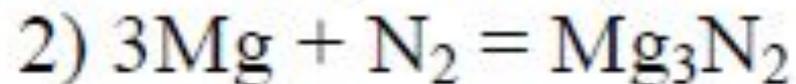
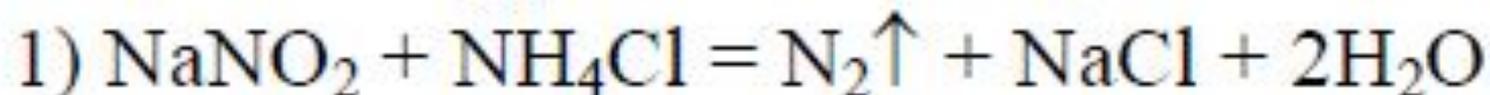
Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.
11 марта 2015 г.

Элементы ответа:

Написаны 4 уравнения реакций.



Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.
11 февраля 2015 г.

В раствор сульфата меди(II) поместили железную пластинку. По окончании реакции пластинку вынули, а к образовавшемуся зеленоватому раствору добавляли по каплям раствор нитрата бария до тех пор, пока не прекратилось образование осадка. Осадок отфильтровали, раствор выпарили, оставшуюся после выпаривания сухую соль прокалили на воздухе. При этом образовался красно-коричневый порошок, который обработали концентрированной иодоводородной кислотой. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.

11 февраля 2015 г.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Элементы ответа: 1) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ 2) $\text{FeSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ 3) $4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{NO}_2 + \text{O}_2$ 4) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HI}(\text{конц.}) = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
Правильно записаны 4 уравнения возможных реакций	4
Правильно записаны 3 уравнения реакций	3
Правильно записаны 2 уравнения реакций	2
Правильно записано 1 уравнение реакции	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	<i>4</i>

Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.
11 февраля 2015 г.

При сливании водных растворов сульфита калия и перманганата калия выпал осадок. Осадок при нагревании обработали концентрированной соляной кислотой, при этом наблюдалось образование газа. Полученный газ прореагировал с алюминием. Продукт данной реакции растворили в избытке раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.

11 февраля 2015 г.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Ответ включает в себя четыре уравнения возможных реакций, соответствующих описанным превращениям: 1) $3\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2\downarrow + 2\text{KOH}$ 2) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 3) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ 4) $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$	
Правильно записаны 4 уравнения возможных реакций	4
Правильно записаны 3 уравнения реакций	3
Правильно записаны 2 уравнения реакций	2
Правильно записано 1 уравнение реакции	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
<i>Максимальный балл</i>	4

Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

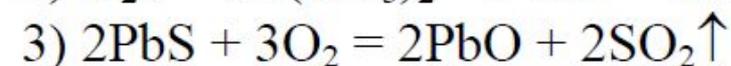
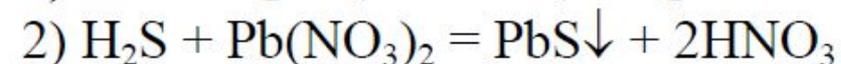
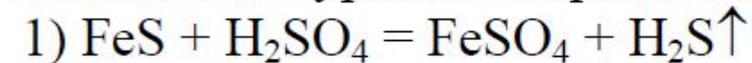
Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.

16 декабря 2014 г.

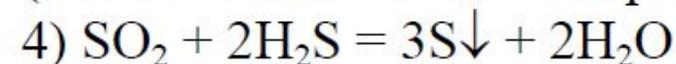
Газ, полученный при растворении сульфида железа(II) в разбавленной серной кислоте, разделили на две части. Одну растворили в воде, а другую пропустили через раствор нитрата свинца. Выпавший осадок отфильтровали и сожгли в кислороде. Образовавшийся при этом газ пропустили через раствор, полученный из первой порции исходного газа, в результате раствор помутнел. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Элементы ответа:

Написаны 4 уравнения реакций:



(вместо PbO возможно образование Pb₃O₄)



Разбор задания 37 ЕГЭ по химии

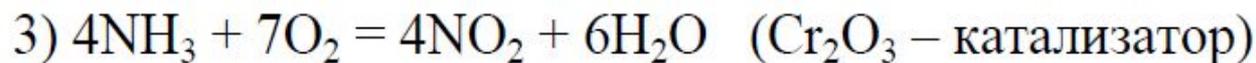
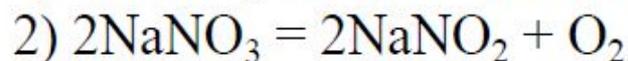
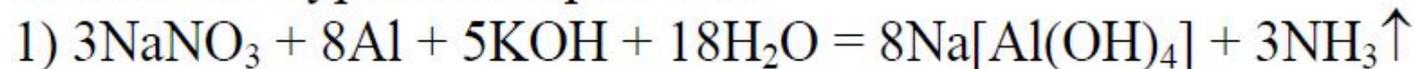
Тренировочная работа по подготовке к ЕГЭ по химии.

16 декабря 2014 г.

В раствор нитрата натрия внесли избыток алюминия и добавили щёлочь. При нагревании из реакционной смеси выделился газ, который смешали в колбе с газом, образовавшимся при прокаливании нитрата натрия. При внесении в полученную газовую смесь раскалённого оксида хрома(III) газ в колбе окрасился в бурый цвет. Бурая окраска исчезает при добавлении в колбу раствора щёлочи и встряхивании. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Элементы ответа:

Написаны 4 уравнения реакций:



Сжигание NH_3 можно записать в две стадии – сначала до NO , потом до NO_2 .

