



# ЕГЭ

В.Н. Доронькин, А.Г. Бережная,  
Т.В. Сажнева, В.А. Февралева



# ХИМИЯ

ТЕМАТИЧЕСКИЕ  
ТЕСТЫ

НОВЫЕ ЗАДАНИЯ  
ЕГЭ-2012

ХИМИЧЕСКИЙ  
ЭКСПЕРИМЕНТ (С2)



**В. Н. Доронькин, А. Г. Бережная,  
Т. В. Сажнева, В. А. Февралева**

# **ХИМИЯ**

---

## **Тематические тесты**

### **Новые задания ЕГЭ-2012**

### **Химический эксперимент (С2)**

**Учебно-методическое пособие**

**Под редакцией В. Н. Доронькина**



**ЛЕГИОН**  
**Ростов-на-Дону**  
**2012**

УДК 373.54  
ББК 24я721  
Х46

*Авторский коллектив является лауреатом  
Всероссийской выставки «Золотой фонд отечественной науки»  
Российской академии естествознания (2010 г.)*

Рецензенты:

*В. В. Луков*, доктор хим. наук, профессор кафедры физической и коллоидной химии химического факультета Южного федерального университета;

*Т. В. Романенко*, кандидат хим. наук, учитель высшей категории, отличник народного просвещения РФ (г. Коломна, Московская область).

Коллектив авторов:

**В. Н. Доронькин, А. Г. Бережная, Т. В. Сажнева, В. А. Февралева**

**Химия. Тематические тесты. Новые задания ЕГЭ-2012. Химический эксперимент (С2): учебно-методическое пособие /**  
Х46 Под ред. В. Н. Доронькина. — Ростов н/Д: Легион, 2012. — 92, [2] с. — (Готовимся к ЕГЭ.)

ISBN 978-5-9966-0179-0

Предлагаемое пособие составлено в соответствии с изменением формулировки задания С2 в тестах ЕГЭ-2012 и предназначено для подготовки к единому государственному экзамену по химии. Книга включает **150 заданий «мысленного» химического эксперимента (задания С2.2) и подробное решение всех заданий.**

Книга адресована учащимся 10–11-х классов общеобразовательных учреждений, готовящимся к ЕГЭ по химии и планирующим получить высокий результат на экзамене, а также учителям и методистам, которые организуют процесс подготовки к экзамену по химии.

УДК 373.54  
ББК 24я721

## ВВЕДЕНИЕ

Формулировка условия задания С2 в части 3 экзаменационной работы 2012 г., проверяющего знание генетической взаимосвязи неорганических веществ различных классов, предложена как в прежнем, так и в измененном формате. Измененный формат условия этого задания включает описание конкретного химического эксперимента, ход которого экзаменуемые должны отразить составлением уравнений соответствующих реакций. Данные изменения предполагают усиление практической направленности задания, которому отведена роль «мысленного эксперимента». В этой книге мы приводим упражнения, которые, дополняя приведенные в пособии\* задания, позволят вам успешно выполнить задания в новой формулировке.

Выполнение задания «мысленного эксперимента» требует знания химических свойств веществ, условий проведения реакций и изменений, которые сопровождают различные превращения. Например, какой цвет имеет вещество, как изменяется окраска раствора при проведении реакции, какой цвет и структуру (плотный или творожистый) имеет осадок, запах газа и другие.

Безусловно, в небольшом по объёму пособии невозможно привести сведения обо всех веществах, которые изучаются в школе, однако мы всё же попытались систематизировать некоторые данные по неорганической химии в таблицах 1 и 2. В этих же таблицах мы приводим так называемые «ключевые слова», которые должны ассо-

---

\* В. Н. Доронькин, А. Г. Бережная, Т. В. Сажнева, В. А. Февралева. Химия. Тематические тесты для подготовки к ЕГЭ. Задания высокого уровня сложности (С1–С5). — Ростов н/Д: Легион, 2011.

цироваться с конкретными уравнениями реакций или свойствами веществ.

Для всех 150 заданий «мысленного эксперимента», представленных в этом пособии, приводится описание процесса поиска решения, то есть описание собственно «мысленного эксперимента»; в большинстве случаев мы старались, наряду с использованием сведений о свойствах конкретных веществ, приводить объяснения, включающие обобщающее описание свойств. Такие объяснения помогут вам выучить материал и научиться использовать имеющиеся знания на практике.

**Пример.** Творожистый осадок белого цвета, полученный при взаимодействии раствора неизвестного вещества с нитратом серебра, отфильтровали. К фильтрату добавили раствор едкого кали. Выпавший осадок бурого цвета отделили и прокалили; остаток смешали с поташом и нагрели до плавления. Напишите уравнения описанных реакций.

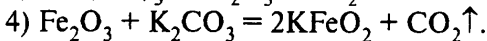
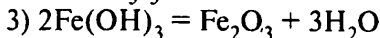
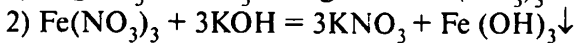
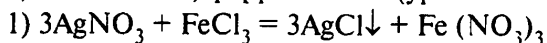
### Анализ и решение

Анализируем фразу «Творожистый осадок белого цвета, полученный при взаимодействии раствора неизвестного вещества с нитратом серебра, отфильтровали». Опорные знания («ключевые слова») — **творожистый осадок белого цвета и нитрат серебра**. Нерастворимое в воде и кислотах творожистое вещество белого цвета, которое образуется при добавлении  $\text{AgNO}_3$ , — хлорид серебра  $\text{AgCl}$ ; эта реакция является качественной реакцией на хлорид-ионы (см. табл. 1), следовательно, в состав вещества входят ионы  $\text{Cl}^-$  (уравнение 1).

Анализируем фразу «К фильтрату добавили раствор едкого кали. Выпавший осадок бурого цвета отделили и прокалили ...». Фильтрат — раствор, прошедший через фильтр, который задерживает нерастворимые вещества. «Ключевые слова» — **осадок бурого цвета** (см. табл. 1), то есть образовался  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — нерастворимое вещество бурого цвета, следовательно, в состав вещества входят ионы  $\text{Fe}^{3+}$  (уравнение 2). Гидроксид железа (III) — амфотерный гидроксид, разлагается при нагревании на оксид металла и воду (уравнение 3).

Анализируем фразу «... остаток смешали с поташом и нагрели до плавления». Поташ — техническое название карбоната калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . При сплавлении едких щелочей или карбонатов щелочных

металлов с амфотерными оксидами образуются соответствующие соли, в частности, феррит калия (уравнение 4).



Для задач 1 и 2 решение приводится непосредственно после условия, для остальных задач решения приведены в разделе «Решение заданий вопроса С2.2».

Мы надеемся, что поможем вам подготовиться и успешно сдать ЕГЭ по химии.

**Желаем удачи!**

Таблица 1

**Некоторые качественные реакции неорганических соединений и изменения, сопровождающие химические превращения**

№	Признак реакции	Уравнения реакций, ключевые слова, ассоциации
1	2	3
1	«Бурый» газ — оксид азота (IV)	Выделяется при окислении NO до NO <sub>2</sub> , взаимодействии тяжелых металлов с HNO <sub>3(конц.)</sub> и разложении нитратов металлов, находящихся в ряду активности правее магния. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
2	Газ с запахом тухлых яиц — сероводород H <sub>2</sub> S	Выделяется при взаимодействии сульфидов металлов с кислотами и очень активных металлов с H <sub>2</sub> SO <sub>4(конц.)</sub> . $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

1	2	3
3	Газ с резким (характерным) запахом, растворимый в воде — оксид серы (IV) $\text{SO}_2$	Образуется при обжиге серосодержащих веществ и взаимодействии тяжелых металлов с $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.): $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{ZnO}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
4	Газ с характерным запахом, очень хорошо растворимый в воде — аммиак $\text{NH}_3$	Образуется при синтезе аммиака и взаимодействии солей аммония со щелочами. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
5	Газ, не поддерживающий горение, не ядовитый, малорастворимый в воде, — азот $\text{N}_2$	Горение и окисление (некаталитическое) азотсодержащих веществ, синтез аммиака и разложение нитрита аммония. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
6	Газ, поддерживающий горение (вспыхивает тлеющая лучинка), — кислород $\text{O}_2$	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
7	Газы, поддерживающие горение (вспыхивает тлеющая лучинка)	Озон, оксиды азота $3\text{C} + 2\text{O}_3 = 3\text{CO}_2$ $\text{C} + 2\text{NO}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{NO}$
8	Окрашивание пламени	Качественная реакция на катионы: бария — жёлто-зелёное; калия — фиолетовое; кальция — кирпично-красное; лития — ярко-красное; натрия — жёлтое; стронция — карминово-красное.
9	Осадок (творожистый) белого цвета, нерастворимый в $\text{HNO}_3$	Качественная реакция на хлорид-ионы (соляную кислоту и ее соли): $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}\downarrow$ .
10	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах	Качественная реакция на серную кислоту и ее соли: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$ .

1	2	3
11	Осадок белого цвета, нерастворимый в кислотах	Качественная реакция на соли бария: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$ .
12	Осадок белого цвета, который образуется при пропускании газа без цвета и запаха через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах	Качественная реакция на $CO_2$ и карбонаты (соли $H_2CO_3$ ): $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$ $CO_2 + Ca^{2+} + 2OH^- = CaCO_3 \downarrow + H_2O$ $CaCO_3 \downarrow + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$ $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2 \uparrow$ .
13	Осадок белого цвета, который образуется при пропускании бесцветного газа с резким запахом через известковую воду и растворяется при пропускании избытка газа или в кислотах	Качественная реакция на $SO_2$ и сульфиты (соли $H_2SO_3$ ): $SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2 \uparrow + H_2O$ $SO_2 + Ca^{2+} + 2OH^- = CaSO_3 \downarrow + H_2O$ $CaSO_3 \downarrow + SO_2 + H_2O = Ca(HSO_3)_2$ $CaSO_3 \downarrow + 2H^+ = Ca^{2+} + SO_2 \uparrow + H_2O$ .
14	Осадок белого (светло-зеленого) цвета; образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли $Fe^{2+}$ : $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$ .
15	Осадок кремового цвета, нерастворимый в $HNO_3$ ; образуется при взаимодействии с $AgNO_3$	Качественная реакция на бромид-ионы $Br^-$ : $Br^- + Ag^+ = AgBr \downarrow$ .
16	Осадок жёлтого цвета, нерастворимый в $HNO_3$ ; образуется при взаимодействии с $AgNO_3$	Качественная реакция на йодид-ионы $I^-$ : $I^- + Ag^+ = AgI \downarrow$ .
17	Осадок жёлтого цвета, растворимый в кислотах; образуется при взаимодействии с $AgNO_3$	Качественная реакция на ортофосфат-ионы $PO_4^{3-}$ : $PO_4^{3-} + 3Ag^+ = Ag_3PO_4 \downarrow$ .
18	Осадок бурого цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли $Fe^{3+}$ : $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$ .
19	Осадок голубого (синего) цвета, образуется при взаимодействии с растворами щелочей	Качественная реакция на соли $Cu^{2+}$ : $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$ .



1	2	3
20	Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором красной кровяной соли	Качественная реакция на соли $Fe^{2+}$ : $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ .
21	Осадок синего цвета, образуется при взаимодействии с раствором жёлтой кровяной соли	Качественная реакция на соли $Fe^{3+}$ : $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ .
22	Осадок чёрного цвета, образуется при взаимодействии с растворимыми сульфидами (или сероводородом)	Качественная реакция на $Fe^{2+}$ , $Ni^{2+}$ , $Cu^{2+}$ , $Pb^{2+}$ , $Ag^+$ , $Hg^{2+}$ и некоторые другие: $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS \downarrow$ .
23	Появление запаха аммиака или изменение цвета влажной индикаторной бумаги (посинение влажной лакмусовой бумажки) при взаимодействии вещества со щелочами	Качественная реакция на соли аммония: $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3 \uparrow + H_2O$ .
24	Раствор жёлтого цвета	Раствор индикатора метилоранжа окрашивается в жёлтый цвет в нейтральных и щелочных средах.
25	Раствор красного цвета	Растворы индикаторов лакмуса или метилового оранжевого в кислых средах ( $pH < 7$ ).
26	Раствор малинового цвета	Раствор фенолфталеина в щелочных средах ( $pH > 7$ ).
27	Раствор синего цвета	Раствор фиолетового лакмуса в щелочных средах.
28	Раствор кроваво-красного цвета	Качественная реакция на соли $Fe^{3+}$ с раствором роданида калия $KCNS$ (или роданида аммония $NH_4CNS$ ): $Fe^{3+} + 3CNS^- = Fe(CNS)_3$ .
29	Осадок белого цвета, который образуется при добавлении щёлочи в раствор и растворяется в избытке щёлочи	Качественная реакция на соли $Al^{3+}$ и $Zn^{2+}$ (амфотерных оснований): а) $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$ $Al(OH)_3 \downarrow + OH^- = [Al(OH)_4]^-$ б) $Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2 \downarrow$ $Zn(OH)_2 \downarrow + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-}$ .

## Условия и признаки осуществления некоторых неорганических процессов

№	Вещество	Процесс
1	Железо	Катализатор синтеза аммиака из азота и водорода: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3.$
2	Оксид ванадия (V), $\text{V}_2\text{O}_5$	Катализатор окисления $\text{SO}_2$ в $\text{SO}_3$ при получении серной кислоты: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3.$
3	Оксид марганца (IV), $\text{MnO}_2$	Получение хлора из хлороводорода (соляной кислоты): $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$
		Катализатор разложения $\text{H}_2\text{O}_2$ и $\text{KClO}_3$ с выделением кислорода: $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow.$
4	Платина	Катализатор окисления $\text{NH}_3$ до $\text{NO}$ при получении азотной кислоты: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}.$
5	Ядовитый газ жёлто-зелёного цвета — хлор $\text{Cl}_2$	Взаимодействие хлороводорода с окислителями ( $\text{MnO}_2$ , $\text{KMnO}_4$ и другие) и электролиз растворов и расплавов хлоридов: $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow.$

1. Раствор, полученный при взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой, выпарили и осадок прокалили. Газообразные продукты реакции разложения полностью поглощены водой, а над твердым остатком пропустили водород. Напишите уравнения описанных реакций.

### Анализ и решение

«Ключевые слова» — **концентрированная азотная кислота и медь.**

Медь — малоактивный металл, проявляет свойства восстановителя.

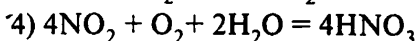
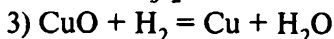
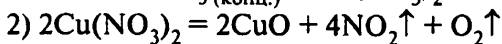
Окислительные свойства азотной кислоты связаны с азотом в степени окисления +5, поэтому при взаимодействии как с металлами, так и с другими восстановителями выделяется не водород, а вещество, содержащее азот в более низких степенях окисления; концентрированная азотная кислота растворяет малоактивные металлы и восстанавливается до  $\text{NO}_2$  (уравнение 1).

«Ключевые слова» — ... **осадок прокалили.** Нитраты металлов, находящихся в ряду активности от магния до меди, разлагаются при нагревании на оксид металла, бурый газ и кислород (уравнение 2).

«Ключевые слова» — ... **пропустили водород.** Восстановление оксидов металлов водородом — один из способов получения большого числа металлов (уравнение 3).

«Ключевые слова» — **Газообразные продукты... поглощены водой....** При разложении нитрата меди выделяются  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$ . Оксид азота (IV) является смешанным оксидом азотистой и азотной кислот,

однако в присутствии кислорода в растворе образуется только азотная кислота (уравнение 4).



2. Простое вещество, полученное при нагревании фосфата кальция с коксом и оксидом кремния, сплавили с металлическим кальцием. Продукт реакции обработали водой, а выделившийся газ собрали и пропустили через раствор соляной кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

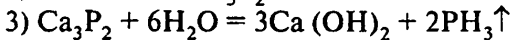
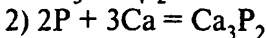
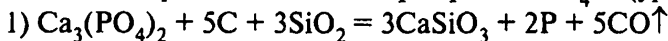
### Анализ и решение

«Ключевые слова» — ... **нагревании фосфата кальция с коксом и оксидом кремния** ... . Первое из описанных превращений — промышленный способ получения фосфора (уравнение 1).

«Ключевые слова» — **Простое вещество** ... сплавили с **кальцием**. Простое вещество, образовавшееся в первом превращении, — фосфор. Металлы (восстановители) взаимодействуют с неметаллами (окислителями) с образованием бинарных соединений (солей или оксидов) (уравнение 2).

«Ключевые слова» — **Продукт** ... обработали **водой** ... . При взаимодействии фосфида  $\text{Ca}_3\text{P}_2$  с водой происходит гидролиз (уравнение 3) и образуются гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и фосфин  $\text{PH}_3$ , газ с чесночным запахом.

«Ключевые слова» — ... **газ** ... раствор соляной **кислоты**. Фосфин, являясь аналогом аммиака, проявляет основные свойства и реагирует с кислотой с образованием соли фосфония  $\text{PH}_4\text{Cl}$  (уравнение 4).



3. Осадок, полученный при взаимодействии растворов хлорида железа (III) и нитрата серебра, отфильтровали. Фильтрат обработали раствором едкого кали. Выпавший осадок бурого цвета отделили и прокалили. Полученное вещество при нагревании реагирует

с алюминием с выделением тепла и света. Напишите уравнения описанных реакций.

4. Вещество, полученное на катоде при электролизе расплава хлорида натрия, сожгли в кислороде. Полученный продукт последовательно обработали сернистым газом и раствором гидроксида бария. Напишите уравнения описанных реакций.

5. Продукты разложения хлорида аммония последовательно пропустили через нагретую трубку, содержащую оксид меди (II), а затем через склянку с оксидом фосфора (V). Напишите уравнения описанных реакций.

6. К нерастворимой в воде соли белого цвета, которая встречается в природе в виде широко используемого в строительстве и архитектуре минерала, прилили раствор соляной кислоты, в результате соль растворилась и выделился газ, при пропускании которого через известковую воду выпал осадок белого цвета: осадок растворился при дальнейшем пропускании газа. При кипячении полученного раствора выпадает осадок. Напишите уравнения описанных реакций.

7. Вещество, полученное на аноде при электролизе раствора йодида натрия с инертными электродами, прореагировало с сероводородом. Образовавшееся твёрдое вещество сплавляли с алюминием и продукт растворили в воде. Напишите уравнения описанных реакций.

8. Газ, выделившийся при взаимодействии хлористого водорода с перманганатом калия, реагирует с железом. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему сульфид натрия. Более легкое из образовавшихся нерастворимых веществ отделили и ввели в реакцию с горячей концентрированной азотной кислотой. Напишите уравнения описанных реакций.

9. Сульфид хрома (III) обработали водой, при этом выделился газ и осталось нерастворимое вещество. К этому веществу прибавили раствор едкого натра и пропустили газообразный хлор, при этом раствор приобрёл жёлтое окрашивание. Раствор подкислили серной кислотой, в результате окраска изменилась на оранжевую; через полученный раствор пропустили газ, выделившийся при обработке сульфида водой, и цвет раствора изменился на зелёный. Напишите уравнения описанных реакций.

**10.** Получение чёрно-белого изображения при фотографировании основано на разложении соли неизвестного металла под действием света. При растворении этого металла в разбавленной азотной кислоте выделяется бесцветный газ, который на воздухе быстро изменяет свой цвет на бурый, и образуется соль, взаимодействующая с бромидом натрия с образованием творожистого осадка желтоватого цвета. Анионом в соли, используемой в фотографии, является анион кислоты, которая образуется одновременно с серной кислотой, при взаимодействии бромной воды и сернистого газа. Напишите уравнения описанных реакций.

**11.** В раствор, полученный при взаимодействии алюминия с разбавленной серной кислотой, по каплям добавляли раствор гидроксида натрия до образования осадка. Выпавший осадок белого цвета отфильтровали и прокалили. Полученное вещество сплавляли с карбонатом натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**12.** Через раствор хлорида меди (II) с помощью графитовых электродов пропускали постоянный электрический ток. Выделившийся на катоде продукт электролиза растворили в концентрированной азотной кислоте. Образовавшийся при этом газ собрали и пропустили через раствор гидроксида натрия. Выделившийся на аноде газообразный продукт электролиза пропустили через горячий раствор гидроксида натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**13.** Простое вещество, полученное при нагревании смеси фосфата кальция с коксом и оксидом кремния, растворяется в растворе едкого кали. Выделяющееся газообразное вещество сожгли, продукты горения собрали и охладили, а в полученный раствор добавили нитрат серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

**14.** Зловонную жидкость, образовавшуюся при взаимодействии бромистого водорода с перманганатом калия, отделили и нагрели с железной стружкой. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему раствор гидроксида цезия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**15.** Над поверхностью раствора едкого натра пропускали электрические разряды, при этом воздух окрашивался в бурый цвет, причём окраска через некоторое время исчезала. Полученный раствор осторожно выпарили и установили, что твёрдый остаток представляет собой смесь двух солей. Выдерживание смеси солей на воздухе

приводит к образованию одного вещества. Напишите уравнения описанных реакций.

**16.** Кальций растворили в воде. При пропускании через полученный раствор сернистого газа образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа. Добавление к полученному раствору щёлочи приводит к образованию осадка белого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**17.** При сжигании на воздухе простого вещества жёлтого цвета образуется газ с резким запахом. Этот газ выделяется также при обжиге некоторого минерала, содержащего железо, на воздухе. При действии разбавленной серной кислоты на вещество, состоящее из тех же элементов, что и минерал, но в другом соотношении, выделяется газ с характерным запахом тухлых яиц. При взаимодействии выделившихся газов друг с другом образуется исходное простое вещество. Напишите уравнения описанных реакций.

**18.** Газообразный продукт взаимодействия сухой поваренной соли с концентрированной серной кислотой ввели в реакцию с раствором перманганата калия. Выделившийся газ пропустили через раствор сульфида натрия. Выпавший осадок жёлтого цвета растворяется в концентрированном растворе гидроксида натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**19.** Газ, образовавшийся при пропускании хлористого водорода через горячий раствор хромата калия, взаимодействует с железом. Продукт реакции растворили в воде и добавили к нему сульфид натрия. Более легкое из образовавшихся нерастворимых веществ отделили и ввели в реакцию с концентрированной серной кислотой при нагревании. Напишите уравнения описанных реакций.

**20.** Две соли содержат одинаковый катион. Термический распад первой из них напоминает извержение вулкана, при этом выделяется малоактивный бесцветный газ, входящий в состав атмосферы. При взаимодействии второй соли с раствором нитрата серебра образуется белый творожистый осадок, а при нагревании её с раствором щёлочи выделяется бесцветный ядовитый газ с резким запахом; этот газ может быть получен также при взаимодействии нитрида магния с водой. Напишите уравнения описанных реакций.

**21.** К раствору сульфата алюминия добавили избыток раствора гидроксида натрия. В полученный раствор небольшими порциями

прибавляли соляную кислоту, при этом наблюдали образование объёмного осадка белого цвета, который растворился при дальнейшем прибавлении кислоты. В образовавшийся раствор прилили раствор карбоната натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**22.** Над поверхностью налитого в колбу раствора едкого натра пропускали электрические разряды, при этом воздух в колбе окрашивался в бурый цвет, который исчезал через некоторое время. Полученный раствор осторожно выпарили и установили, что твёрдый остаток представляет собой смесь двух солей. При нагревании этой смеси выделяется газ и остаётся единственное вещество. Напишите уравнения описанных реакций.

**23.** Оксид цинка растворили в растворе хлороводородной кислоты и раствор нейтрализовали, добавляя едкий натр. Выделившееся студенистое вещество белого цвета отделили и обработали избытком раствора щёлочи, при этом осадок полностью растворился. Нейтрализация полученного раствора кислотой, например, азотной, приводит к повторному образованию студенистого осадка. Напишите уравнения описанных реакций.

**24.** Вещество, полученное на катоде при электролизе расплава хлорида меди (II), реагирует с серой. Полученный продукт обработали концентрированной азотной кислотой и выделившийся газ пропустили через раствор гидроксида бария. Напишите уравнения описанных реакций.

**25.** Смесь ортофосфата кальция, кокса и песка нагревали в электрической печи. Один из продуктов этой реакции может самовоспламеняться на воздухе. Твёрдый продукт горения этого вещества при нагревании растворили в воде и через полученный раствор пропустили газообразный аммиак. Напишите уравнения описанных реакций.

**26.** Вещество, полученное на катоде при электролизе раствора хлорида железа (II), сплавили с серой и продукт этой реакции подвергли обжигу. Образовавшийся газ пропустили через раствор гидроксида бария. Напишите уравнения описанных реакций.

**27.** В нагретую концентрированную серную кислоту внесли медную проволоку и выделяющийся газ пропустили через избыток раствора едкого натра. Раствор осторожно выпарили, твёрдый остаток растворили в воде и нагрели с порошкообразной серой. Непрореагировавшую серу отделили фильтрованием и к раствору прибавили



серную кислоту, при этом наблюдали образование осадка и выделение газа с резким запахом. Напишите уравнения описанных реакций.

**28.** После кратковременного нагревания неизвестного порошкообразного вещества оранжевого цвета начинается самопроизвольная реакция, которая сопровождается изменением цвета на зелёный, выделением газа и искр. Твёрдый остаток смешали с едким кали и нагрели, полученное вещество внесли в разбавленный раствор соляной кислоты, при этом образовался осадок зелёного цвета, который растворяется в избытке кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

**29.** Две соли окрашивают пламя в фиолетовый цвет. Одна из них бесцветна, и при лёгком нагревании её с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь; последнее превращение сопровождается выделением бурого газа. При добавлении к раствору второй соли раствора серной кислоты жёлтая окраска раствора изменяется на оранжевую, а при нейтрализации полученного раствора щёлочью восстанавливается первоначальный цвет. Напишите уравнения описанных реакций.

**30.** Раствор хлорида железа (III) подвергли электролизу с графитовыми электродами. Осадок бурого цвета, образовавшийся в качестве побочного продукта электролиза, отфильтровали и прокалили. Вещество, образовавшееся на катоде, растворили в концентрированной азотной кислоте при нагревании. Продукт, выделившийся на аноде, пропустили через холодный раствор гидроксида калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**31.** Газ, выделившийся при взаимодействии хлористого водорода с бертолетовой солью, ввели в реакцию с алюминием. Продукт реакции растворили в воде и добавили гидроксид натрия до прекращения выделения осадка, который отделили и прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**32.** Неизвестная соль бесцветна и окрашивает пламя в жёлтый цвет. При лёгком нагревании этой соли с концентрированной серной кислотой отгоняется жидкость, в которой растворяется медь; последнее превращение сопровождается выделением бурого газа и образованием соли меди. При термическом распаде обеих солей одним из продуктов разложения является кислород. Напишите уравнения описанных реакций.

**33.** Вещество, полученное на аноде при электролизе расплава йодида натрия с инертными электродами, выделили и ввели во взаимодействие с сероводородом. Газообразный продукт последней реакции растворили в воде и к полученному раствору добавили хлорное железо. Образовавшийся осадок отфильтровали и обработали горячим раствором гидроксида натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**34.** Газы, которые выделяются при нагревании угля в концентрированных азотной и серной кислотах, смешали друг с другом. Продукты реакции пропустили через известковое молоко. Напишите уравнения описанных реакций.

**35.** Смесь железного порошка и твёрдого продукта, полученного при взаимодействии сернистого газа и сероводорода, нагрели без доступа воздуха. Полученный продукт подвергли обжигу на воздухе. Образовавшееся твёрдое вещество реагирует с алюминием с выделением большого количества тепла. Напишите уравнения описанных реакций.

**36.** Вещество чёрного цвета получили, прокалив осадок, который образуется при взаимодействии растворов гидроксида натрия и сульфата меди (II). При нагревании этого вещества с углем получают металл красного цвета, который растворяется в концентрированной серной кислоте. Напишите уравнения описанных реакций.

**37.** Простое вещество, смесь которого с бертолетовой солью используется в спичках и воспламеняется при трении, сожгли в избытке кислорода. Твёрдое вещество белого цвета, образовавшееся в результате сгорания, растворили в избытке раствора гидроксида натрия. Полученная при этом соль с раствором нитрата серебра образует осадок ярко-жёлтого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**38.** Цинк растворили в очень разбавленной азотной кислоте и в полученный раствор добавили избыток щёлочи, получив прозрачный раствор. Напишите уравнения описанных реакций.

**39.** Раствор, полученный при пропускании сернистого газа через бромную воду, нейтрализовали гидроксидом бария. Выпавший осадок отделили, смешали с коксом и прокалили. При обработке продукта прокаливания хлороводородной кислотой выделяется газ с запахом тухлых яиц. Напишите уравнения описанных реакций.

**40.** Вещество, образующееся при добавлении цинкового порошка в раствор хлористого железа, отделили фильтрованием и растворили в горячей разбавленной азотной кислоте. Раствор упарили, твёрдый остаток прокалили и выделившиеся газы пропустили через раствор гидроксида натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**41.** Газ, выделившийся при нагревании раствора хлористого водорода с оксидом марганца (IV), ввели во взаимодействие с алюминием. Продукт реакции растворили в воде и добавили сначала избыток раствора гидроксида натрия, а затем соляную кислоту (избыток). Напишите уравнения описанных реакций.

**42.** Смесь двух бесцветных, не имеющих цвета и запаха, газов А и Б пропустили при нагревании над катализатором, содержащим железо, и образующимся при этом газом В нейтрализовали раствор бромоводородной кислоты. Раствор выпарили и остаток нагрели с едким кали, в результате выделился бесцветный газ В с резким запахом. При сжигании газа В на воздухе образуются вода и газ А. Напишите уравнения описанных реакций.

**43.** Сернистый газ пропустили через раствор перекиси водорода. Из образовавшегося раствора выпарили воду и к остатку добавили магниевую стружку. Выделяющийся газ пропустили через раствор медного купороса. Выпавший осадок чёрного цвета отделили и подвергли обжигу. Напишите уравнения описанных реакций.

**44.** К нерастворимой в воде соли белого цвета, которая встречается в природе в виде широко используемого в строительстве и архитектуре минерала, прилили раствор соляной кислоты, в результате соль растворилась и выделился газ, при пропускании которого через известковую воду выпал осадок белого цвета, который растворился при дальнейшем пропускании газа. При добавлении в полученный раствор избытка известковой воды выпадает осадок. Напишите уравнения описанных реакций.

**45.** При обжиге некоторого минерала А, состоящего из двух элементов, образуется газ, имеющий характерный резкий запах и обесцвечивающий бромную воду с образованием в растворе двух сильных кислот. При взаимодействии вещества Б, состоящего из тех же элементов, что и минерал А, но в другом соотношении, с концентрированной хлороводородной кислотой выделяется ядовитый газ с запахом тухлых яиц. При взаимодействии выделившихся газов друг

с другом образуются простое вещество жёлтого цвета и вода. Напишите уравнения описанных реакций.

**46.** Вещество, выделяющееся на катоде при электролизе расплава хлорида натрия, сожгли в кислороде. Полученный продукт поместили в газометр, наполненный углекислым газом. Образовавшееся вещество добавили в раствор хлорида аммония и раствор нагрели. Напишите уравнения описанных реакций.

**47.** Азотную кислоту нейтрализовали пищевой содой, нейтральный раствор осторожно выпарили и остаток прокалили. Образовавшееся вещество внесли в подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия, при этом раствор обесцветился. Азотсодержащий продукт реакции поместили в раствор едкого натра и добавили цинковую пыль, при этом выделился газ с резким характерным запахом. Напишите уравнения описанных реакций.

**48.** При взаимодействии раствора соли А со щёлочью было получено студенистое нерастворимое в воде вещество голубого цвета, которое растворили в бесцветной жидкости Б с образованием раствора синего цвета. Твёрдый продукт, оставшийся после осторожного выпаривания раствора, прокалили; при этом выделились два газа, один из которых бурого цвета, а второй входит в состав атмосферного воздуха, и осталось твёрдое вещество чёрного цвета, которое растворяется в жидкости Б с образованием вещества А. Напишите уравнения описанных реакций.

**49.** Белый фосфор растворяется в растворе едкого кали с выделением газа с чесночным запахом, который самовоспламеняется на воздухе. Твёрдый продукт реакции горения прореагировал с едким натром в таком соотношении, что в образовавшемся веществе белого цвета содержится один атом водорода; при прокаливании последнего вещества образуется пиррофосфат натрия. Напишите уравнения описанных реакций.

**50.** На раствор хлорного железа действовали раствором едкого натра, выпавший осадок отделили и нагрели. Твёрдый продукт реакции смешали с кальцинированной содой и прокалили. К оставшемуся веществу добавили нитрат и гидроксид натрия и длительное время нагревали при высокой температуре. Напишите уравнения описанных реакций.

**51.** Газ, выделившийся при взаимодействии хлористого водорода с перманганатом калия, пропустили через раствор тетрагидроксиалюмината натрия. Образовавшийся осадок отфильтровали, прокалили и твёрдый остаток обработали соляной кислотой. Напишите уравнения описанных реакций.

**52.** Азотоводородную смесь нагрели до температуры  $500^{\circ}\text{C}$  и под высоким давлением пропустили над железным катализатором. Продукты реакции пропускали через раствор азотной кислоты до его нейтрализации. Образовавшийся раствор осторожно выпарили, твёрдый остаток прокалили и выделившийся при этом газ пропустили над медью при нагревании, в результате образовалось твёрдое вещество чёрного цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**53.** Гидроксид трёхвалентного хрома обработали соляной кислотой. В полученный раствор добавили поташ, выделившийся осадок отделили и внесли в концентрированный раствор едкого кали, в результате осадок растворился. После добавления избытка соляной кислоты был получен раствор зелёного цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**54.** Вещество, полученное на аноде при электролизе раствора йодида натрия с инертными электродами, ввели в реакцию с калием. Продукт реакции нагрели с концентрированной серной кислотой и выделившийся газ пропустили через горячий раствор хромата калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**55.** Оксид двухвалентного железа нагрели с разбавленной азотной кислотой. Раствор осторожно выпарили, твёрдый остаток растворили в воде, в получившийся раствор внесли железный порошок и через некоторое время профильтровали. К фильтрату добавили раствор едкого кали, выпавший осадок отделили и оставили на воздухе, при этом цвет вещества изменился. Напишите уравнения описанных реакций.

**56.** Одно из веществ, образующихся при сплавлении оксида кремния с магнием, растворяется в щёлочи. Выделяющийся газ ввели в реакцию с серой, а продукт их взаимодействия обработали хлором. Напишите уравнения описанных реакций.

**57.** Твёрдое вещество, образующееся при взаимодействии сернистого газа и сероводорода, при нагревании взаимодействует с алюминием. Продукт реакции растворили в разбавленной серной кислоте

и в образовавшийся раствор добавили поташ. Напишите уравнения описанных реакций.

**58.** Неизвестный металл сожгли в кислороде. Продукт реакции, взаимодействуя с углекислым газом, образует два вещества: твёрдое, которое взаимодействует с раствором соляной кислоты с выделением углекислого газа, и газообразное простое вещество, поддерживающее горение. Напишите уравнения описанных реакций.

**59.** Продукт взаимодействия азота и лития обработали водой. Выделившийся в результате реакции газ смешали с избытком кислорода и при нагревании пропустили над платиновым катализатором; образовавшаяся газовая смесь имела бурый цвет. Напишите уравнения описанных реакций.

**60.** Медную стружку растворили в разбавленной азотной кислоте и раствор нейтрализовали едким кали. Выделившееся вещество голубого цвета отделили, прокалили (цвет вещества изменился на чёрный), смешали с коксом и повторно прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**61.** Фосфор сожгли в избытке хлора, образующееся твёрдое вещество смешали с фосфором и нагрели. Продукт реакции обработали водой, при этом выделялся бесцветный газ с резким запахом. Раствор добавили к подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия, который в результате реакции обесцветился. Напишите уравнения описанных реакций.

**62.** Хлористое железо обработали при нагревании концентрированной азотной кислотой и раствор осторожно выпарили. Твёрдый продукт растворили в воде, добавили к полученному раствору поташ и выпавший осадок отделили и прокалили. Над полученным веществом пропустили при нагревании газообразный водород. Напишите уравнения описанных реакций.

**63.** Неизвестная соль при взаимодействии с раствором нитрата серебра образует осадок белого цвета и окрашивает пламя горелки в жёлтый цвет. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с этой солью образуется ядовитый газ, хорошо растворимый в воде. В полученном растворе растворяется железо, при этом выделяется очень лёгкий бесцветный газ, который используется для получения металлов, например, меди, из их оксидов. Напишите уравнения описанных реакций.

**64.** Силицид магния обработали раствором хлороводородной кислоты и выделяющийся газ сожгли. Твёрдый продукт реакции смешали с кальцинированной содой, смесь нагрели до плавления и выдержали некоторое время. После охлаждения продукт реакции (широко используется под названием «жидкое стекло») растворили в воде и обработали раствором серной кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

**65.** Газовую смесь аммиака и большого избытка воздуха пропустили при нагревании над платиной и продукты реакции через некоторое время поглотили раствором едкого натра. После выпаривания раствора был получен единственный продукт. Напишите уравнения описанных реакций.

**66.** К раствору хлорного железа добавили кальцинированную соду и выпавший осадок отделили и прокалили. Над полученным веществом пропустили при нагревании угарный газ и твёрдый продукт последней реакции ввели во взаимодействие с бромом. Напишите уравнения описанных реакций.

**67.** Продукт взаимодействия серы с алюминием (реакция протекает при нагревании) растворили в холодной разбавленной серной кислоте и в раствор добавили карбонат калия. Образовавшийся осадок отделили, смешали с едким натром и нагрели. Напишите уравнения описанных реакций.

**68.** Хлорид кремния (IV) нагревали в смеси с водородом. Продукт реакции смешали с магниевым порошком, нагрели и обработали водой; одно из образующихся веществ самовоспламеняется на воздухе. Напишите уравнения описанных реакций.

**69.** Через избыток раствора едкого кали пропустили бурый газ в присутствии большого избытка воздуха. В образовавшийся раствор добавили магниевую стружку и нагрели; выделившимся газом нейтрализовали азотную кислоту. Полученный раствор осторожно выпарили, твёрдый продукт реакции прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**70.** Железную окалину растворили в концентрированной азотной кислоте при нагревании. Раствор осторожно выпарили и продукт реакции растворили в воде. К полученному раствору добавили железный порошок, через некоторое время раствор отфильтровали и фильтрат обработали раствором едкого кали,

в результате выделился осадок светло-зелёного цвета, который быстро темнел на воздухе. Напишите уравнения описанных реакций.

**71.** К раствору кальцинированной соды добавили раствор хлорида алюминия, выделившееся вещество отделили и внесли в раствор едкого натра. В образовавшийся раствор по каплям прибавляли раствор хлороводородной кислоты до прекращения образования осадка, который отделили и прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**72.** В раствор нитрата ртути (II) добавили медную стружку. После окончания реакции раствор профильтровали и фильтрат по каплям прибавляли к раствору, содержащему едкий натр и гидроксид аммония. При этом наблюдали кратковременное образование осадка, который растворялся с образованием раствора ярко-синего цвета. При добавлении в полученный раствор избытка раствора серной кислоты происходило изменение цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**73.** Продукт взаимодействия фосфида магния с водой сожгли и продукты реакции поглотили водой. Образовавшееся вещество используется в промышленности для получения двойного суперфосфата из фосфорита. Напишите уравнения описанных реакций.

**74.** Соль, полученную при взаимодействии оксида цинка с серной кислотой, прокалили при  $800^{\circ}\text{C}$ . Твёрдый продукт реакции обработали концентрированным раствором щёлочи и через полученный раствор пропустили углекислый газ. Напишите уравнения реакций описанных превращений.

**75.** К раствору хлорного железа добавили железный порошок и через некоторое время раствор профильтровали. К фильтрату добавили гидроксид натрия, выделившийся осадок отделили и обработали перекисью водорода. К полученному веществу добавили избыток раствора едкого кали и бром; в результате протекания реакции окраска брома исчезла. Напишите уравнения описанных реакций.

**76.** Оксид меди (I) обработали концентрированной азотной кислотой, раствор осторожно выпарили и твёрдый остаток прокалили. Газообразные продукты реакции пропустили через большое количество воды и в образовавшийся раствор добавили магниевую стружку, в результате выделился газ, используемый в медицине. Напишите уравнения описанных реакций.



**77.** Сернистый газ пропустили через раствор перекиси водорода. Раствор упарили и в оставшуюся жидкость добавили медную стружку. Выделившийся газ смешали с газом, который образуется при взаимодействии сульфида железа (II) с раствором бромоводородной кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

**78.** При добавлении в раствор соли жёлтого цвета, окрашивающей пламя в фиолетовый цвет, разбавленной соляной кислоты окраска изменилась на оранжево-красную. После нейтрализации раствора концентрированной щёлочью цвет раствора вернулся к первоначальному. При добавлении в полученный раствор хлорида бария выпадает осадок жёлтого цвета. Осадок отфильтровали и в фильтрат добавили раствор нитрата серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

**79.** Силицид магния обработали раствором соляной кислоты, продукт реакции сожгли, образовавшееся твёрдое вещество смешали с кальцинированной содой и нагрели до плавления. После охлаждения расплава его обработали водой и к полученному раствору добавили азотную кислоту. Напишите уравнения описанных реакций.

**80.** Нерастворимое вещество, образующееся при добавлении в раствор хлористого железа едкого натра, отделили и растворили в разбавленной серной кислоте. В полученный раствор добавили цинковую пыль. выделившийся осадок отфильтровали и растворили в концентрированной соляной кислоте. Напишите уравнения описанных реакций.

**81.** Нитрат алюминия прокалили, продукт реакции смешали с кальцинированной содой и нагрели до плавления. Образовавшееся вещество растворили в азотной кислоте и полученный раствор нейтрализовали раствором аммиака, при этом наблюдали выделение объёмного студенистого осадка. Напишите уравнения описанных реакций.

**82.** Нитрид магния обработали избытком воды. При пропускании выделяющегося газа как через бромную воду или через нейтральный раствор перманганата калия, так и при его сжигании образуется один и тот же газообразный продукт. Напишите уравнения описанных реакций.

**83.** Хлорная вода имеет запах хлора. При подщелачивании запах исчезает, а при добавлении соляной кислоты — становится более сильным, чем был ранее. Напишите уравнения описанных реакций.

**84.** Твёрдое вещество, образующееся при нагревании малахита, нагрели в атмосфере водорода. Продукт реакции обработали концентрированной серной кислотой и, после отделения от серной кислоты, внесли в раствор хлорида натрия, содержащий медные опилки, в результате образовался осадок. Напишите уравнения описанных реакций.

**85.** Фосфин пропустили через горячий раствор концентрированной азотной кислоты. Раствор нейтрализовали негашёной известью, выпавший осадок отделили, смешали с коксом и кремнезёмом и прокалили. Продукт реакции, который светится на воздухе, нагрели в растворе едкого натра. Напишите уравнения описанных реакций.

**86.** Железный порошок растворили в большом количестве разбавленной серной кислоты и через полученный раствор пропустили воздух, а затем газ с запахом тухлых яиц. Образовавшуюся нерастворимую соль отделили и растворили в горячем растворе концентрированной азотной кислоты. Напишите уравнения описанных реакций.

**87.** Бесцветные газы выделяются при выдерживании концентрированной серной кислоты как с хлоридом натрия, так и с йодидом натрия. При пропускании этих газов через водный раствор аммиака образуются соли. Напишите уравнения описанных реакций.

**88.** Магниевый порошок смешали с кремнием и нагрели. Продукт реакции обработали холодной водой и выделяющийся газ пропустили через горячую воду. Образовавшийся осадок отделили, смешали с едким натром и нагрели до плавления. Напишите уравнения описанных реакций.

**89.** Один из продуктов взаимодействия аммиака с бромом — газ, входящий в состав атмосферы, смешали с водородом и нагрели в присутствии платины. Образовавшуюся смесь газов пропустили через раствор соляной кислоты и к полученному раствору добавили при небольшом нагревании нитрит калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**90.** Соль, полученную при растворении меди в разбавленной азотной кислоте, подвергли электролизу, используя графитовые электроды. Вещество, выделившееся на аноде, ввели во взаимодействие с натрием, а полученный продукт реакции поместили в сосуд с углекислым газом. Напишите уравнения описанных реакций.

**91.** Неизвестное вещество А растворяется в концентрированной соляной кислоте, процесс растворения сопровождается выделением газа с запахом тухлых яиц; после нейтрализации раствора щёлочью образуется объёмный осадок белого (светло-зелёного) цвета. При обжиге вещества А образуются два оксида. Один из них — газ, имеющий характерный резкий запах и обесцвечивающий бромную воду с образованием в растворе двух сильных кислот. Напишите уравнения описанных реакций.

**92.** Магний нагрели в сосуде, наполненном газообразным аммиаком. Образовавшееся вещество растворили в концентрированном растворе бромоводородной кислоты, раствор выпарили и остаток нагревали до появления запаха, после чего добавили раствор щёлочи. Напишите уравнения описанных реакций.

**93.** К раствору сульфата трёхвалентного хрома добавили кальцинированную соду. Выделившийся осадок отделили, перенесли в раствор едкого натра, добавили бром и нагрели. После нейтрализации продуктов реакции серной кислотой раствор приобретает оранжевую окраску, которая исчезает после пропускания через раствор сернистого газа. Напишите уравнения описанных реакций.

**94.** Негашёную известь прокалили с избытком кокса. Продукт реакции после обработки водой используется для поглощения сернистого и углекислого газов. Напишите уравнения описанных реакций.

**95.** На сульфид двухвалентного железа действовали раствором соляной кислоты, выделяющийся газ собрали и сожгли в воздухе. Продукты реакции пропустили через избыток раствора едкого кали, после чего в образовавшийся раствор добавили раствор перманганата калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**96.** Твёрдый продукт термического разложения малахита растворили при нагревании в концентрированной азотной кислоте. Раствор осторожно выпарили и твёрдый остаток прокалили, получив вещество чёрного цвета, которое нагрели в избытке аммиака (газ). Напишите уравнения описанных реакций.

**97.** Красный фосфор сожгли в атмосфере хлора. Продукт реакции обработали избытком воды и в раствор добавили порошкообразный цинк. Выделяющийся газ пропустили над нагретым оксидом двухвалентного железа. Напишите уравнения реакций описанных превращений.

**98.** Серебристо-серый металл, который притягивается магнитом, внесли в горячую концентрированную серную кислоту и нагрели. Раствор охладили и добавили едкий натр до прекращения образования аморфного осадка бурого цвета. Осадок отделили, прокалили и растворили в концентрированной соляной кислоте при нагревании. Напишите уравнения описанных реакций.

**99.** Магниевую стружку нагревали в атмосфере азота и продукт реакции последовательно обрабатывали кипящей водой, растворами серной кислоты и нитрата бария. Напишите уравнения описанных реакций.

**100.** При термическом разложении соли А в присутствии диоксида марганца образовались бинарная соль Б и газ, поддерживающий горение и входящий в состав воздуха; при нагревании этой соли без катализатора образуются соль Б и соль высшей кислородсодержащей кислоты. При взаимодействии соли А с соляной кислотой выделяется жёлто-зелёный ядовитый газ (простое вещество) и образуется соль Б. Соль Б окрашивает пламя в фиолетовый цвет; при её взаимодействии с раствором нитрата серебра выпадает осадок белого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**101.** Осадок, полученный при добавлении в раствор сульфата алюминия каустической соды, отделили, прокалили, смешали с кальцинированной содой и нагрели до плавления. После обработки остатка серной кислотой была получена исходная соль алюминия. Напишите уравнения описанных реакций.

**102.** Вещество, образующееся при сплавлении магния с кремнием, обработали водой, в результате образовался осадок и выделился бесцветный газ. Осадок растворили в соляной кислоте, а газ пропустили через раствор перманганата калия, при этом образовались два нерастворимых в воде бинарных вещества. Напишите уравнения описанных реакций.

**103.** Вещество, полученное при нагревании железной окалины в атмосфере водорода, внесли в горячую концентрированную серную кислоту и нагрели. Полученный раствор выпарили, остаток растворили в воде и обработали раствором хлорида бария. Раствор профильтровали и в фильтрат внесли медную пластинку, которая через некоторое время растворилась. Напишите уравнения описанных реакций.

**104.** Негашёную известь «погасили» водой. В полученный раствор пропустили газ, который выделяется при кальцинировании гидрокарбоната натрия, при этом наблюдали образование и последующее растворение осадка. Напишите уравнения описанных реакций.

**105.** Смесь азота и водорода последовательно пропустили над нагретой платиной и через раствор серной кислоты. В раствор добавили хлорид бария и после отделения выпавшего осадка — известковое молоко и нагрели. Напишите уравнения описанных реакций.

**106.** Приведите примеры взаимодействия:

- 1) двух кислот
- 2) двух оснований
- 3) двух кислых солей
- 4) двух кислотных оксидов

Напишите уравнения описанных реакций.

**107.** Раствор средней соли, образующейся при пропускании сернистого газа через раствор щёлочи, на длительное время оставили на воздухе. Твёрдое вещество, образующееся после выпаривания раствора, смешали с коксом и нагрели до высокой температуры. При добавлении к твёрдому продукту реакции соляной кислоты выделяется газ с запахом тухлых яиц. Напишите уравнения описанных реакций.

**108.** К порошкообразному веществу чёрного цвета добавили раствор разбавленной серной кислоты и нагрели. В полученный раствор голубого цвета приливали раствор едкого натра до прекращения выделения осадка. Осадок отфильтровали и нагрели. Продукт реакции нагревали в атмосфере водорода, в результате чего получилось вещество красного цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**109.** Красный фосфор сожгли в атмосфере хлора и к продукту реакции добавили небольшое количество (несколько капель) воды. Выделяющееся вещество растворили в избытке воды, в полученный раствор добавили железный порошок и газообразный продукт реакции пропустили над нагретой, окисленной до оксида двухвалентной меди, медной пластинкой. Напишите уравнения реакций описанных превращений.

**110.** Раствор хлорида железа (III) подвергли электролизу с графитовыми электродами. Осадок бурого цвета, образовавшийся при электролизе, отфильтровали и растворили в растворе гидроксида натрия, после чего добавили такое количество серной кислоты, которое

необходимо для образования прозрачного раствора. Продукт, выделившийся на аноде, пропустили через горячий раствор гидроксида калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**111.** В раствор кристаллической соды добавили хлорид алюминия, выделившийся осадок отделили и обработали раствором едкого натра. Полученный раствор нейтрализовали азотной кислотой, выделившийся осадок отделили и прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**112.** Аммиак смешали с большим избытком воздуха, нагрели в присутствии платины и через некоторое время поглотили водой. Медная стружка, добавленная в полученный раствор, растворяется с выделением бурого газа. Напишите уравнения описанных реакций.

**113.** При добавлении раствора кислоты А к диоксиду марганца происходит выделение ядовитого газа жёлто-зелёного цвета. Пропустив выделившийся газ через горячий раствор едкого кали, получают вещество, которое используется при изготовлении спичек и некоторых других зажигательных составов. При термическом разложении последнего в присутствии диоксида марганца образуется соль, из которой при взаимодействии с концентрированной серной кислотой можно получить исходную кислоту А, и бесцветный газ, входящий в состав атмосферного воздуха. Напишите уравнения описанных реакций.

**114.** Продукт взаимодействия кремния с хлором легко гидролизуется. При сплавлении твёрдого продукта гидролиза как с каустической, так и с кальцинированной содой образуется жидкое стекло. Напишите уравнения описанных реакций.

**115.** К раствору, полученному при растворении железа в горячей концентрированной соляной кислоте, прибавили едкий натр. Выделившийся осадок отделили, на длительное время оставили на воздухе, после чего растворили в разбавленной соляной кислоте. Напишите уравнения описанных реакций.

**116.** При нагревании вещества оранжевого цвета оно разлагается; среди продуктов разложения — бесцветный газ и твёрдое вещество зелёного цвета. Выделившийся газ реагирует с литием даже при небольшом нагревании. Продукт последней реакции взаимодействует с водой, при этом выделяется газ с резким запахом, который может восстанавливать металлы, например медь, из их оксидов. Напишите уравнения описанных реакций.

**117.** Газ с запахом тухлых яиц пропустили через концентрированную серную кислоту при комнатной температуре. Образовавшийся осадок отделили и обработали горячей концентрированной азотной кислотой; выделяющийся газ растворили в большом количестве воды и в полученный раствор добавили кусочек меди. Напишите уравнения реакций описанных превращений.

**118.** Соль, полученную при растворении железа в горячей концентрированной серной кислоте, обработали избытком раствора гидроксида натрия. Выпавший бурый осадок отфильтровали и прокалили. Полученное вещество сплавляли с железом. Напишите уравнения описанных реакций.

**119.** В концентрированную серную кислоту добавили металлический цинк. Образовавшуюся соль выделили, растворили в воде и в раствор добавили нитрат бария. После отделения осадка в раствор внесли магниевую стружку, раствор профильтровали, фильтрат выпарили и прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**120.** Неизвестное вещество красного цвета нагрели в хлоре и продукт реакции растворили в воде. В полученный раствор добавили щёлочь, выпавший осадок голубого цвета отфильтровали и прокалили. При нагревании продукта прокаливания, который имеет чёрный цвет, с коксом было получено исходное вещество красного цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**121.** Йод нагревали с избытком фосфора и продукт реакции обработали небольшим количеством воды. Газообразный продукт реакции полностью нейтрализовали раствором едкого натра и добавили в полученный раствор нитрат серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

**122.** Железо сожгли в хлоре. Продукт реакции растворили в воде и в раствор внесли железные опилки. Через некоторое время раствор профильтровали и в фильтрат добавили сульфид натрия. Выделившийся осадок отделили и обработали 20%-ной серной кислотой, получив почти бесцветный раствор. Напишите уравнения описанных реакций.

**123.** Газ, выделяющийся при нагревании твёрдой поваренной соли с концентрированной серной кислотой, пропустили через раствор перманганата калия. Газообразный продукт реакции поглотили холодным раствором едкого натра. После добавления в полученный раствор

йодоводородной кислоты появляется резкий запах и раствор приобретает тёмную окраску. Напишите уравнения описанных реакций.

**124.** Через раствор, полученный при гашении извести, пропустили газ, который образуется при получении негашёной извести из известняка; в результате выделяется белый осадок. При действии уксусной кислоты на полученный осадок выделяется тот же газ, который образуется при прокаливании карбоната кальция. Напишите уравнения описанных реакций.

**125.** Вещество красного цвета, которое используется в производстве спичек, сожгли в избытке воздуха и продукт реакции при нагревании растворили в большом количестве воды. После нейтрализации полученного раствора пищевой содой в него добавили нитрат серебра. Напишите уравнения описанных реакций.

**126.** Через раствор бромида натрия пропустили газ, выделяющийся при взаимодействии соляной кислоты с перманганатом калия. После окончания реакции раствор выпарили, остаток растворили в воде и подвергли электролизу с графитовыми электродами. Газообразные продукты реакции смешали друг с другом и осветили, в результате произошёл взрыв. Напишите уравнения описанных реакций.

**127.** Газ, образующийся при сгорании кокса, длительное время соприкасался с раскалённым углем. Продукт реакции последовательно пропустили через слой нагретой железной руды и негашёную известь. Напишите уравнения описанных реакций.

**128.** К нагретой концентрированной серной кислоте добавили медную стружку и выделившийся газ пропустили через раствор едкого натра (избыток). Продукт реакции выделили, растворили в воде и нагревали с серой, которая в результате проведения реакции растворилась. В полученный раствор добавили разбавленную серную кислоту. Напишите уравнения описанных реакций.

**129.** К растворам веществ А и Б, которые окрашивают пламя в жёлтый цвет, добавили хлороводородную кислоту. При взаимодействии раствора вещества А с хлороводородной кислотой выделяется бесцветный газ с неприятным запахом, образующий осадок чёрного цвета при пропускании через раствор нитрата свинца (II). При нагревании раствора вещества Б с хлороводородной кислотой окраска раствора сменяется с жёлтой на зелёную и выделяется ядовитый газ



жёлто-зелёного цвета с характерным резким запахом. При добавлении к раствору вещества Б нитрата бария выпадает осадок жёлтого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**130.** К пиролюзиту осторожно прибавили раствор соляной кислоты и выделяющийся газ пропустили в химический стакан, наполовину наполненный холодным раствором едкого кали. После окончания реакции стакан накрыли картонкой и оставили, при этом стакан освещали солнечные лучи; через некоторое время в стакан внесли тлеющую лучинку, которая ярко вспыхнула. Напишите уравнения описанных реакций.

**131.** Осадок, полученный при взаимодействии раствора соли алюминия и щёлочи, прокалили. Продукт реакции растворили в концентрированном горячем растворе щёлочи. Через полученный раствор пропустили углекислый газ, в результате чего образовался осадок. Напишите уравнения описанных превращений.

**132.** 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 раствора аммиака. Напишите уравнения описанных реакций.

**133.** К твёрдому веществу, которое образуется при сжигании фосфора в избытке хлора, добавили фосфор и смесь нагрели. Продукт реакции обработали небольшим количеством горячей воды и в полученный раствор добавили подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**134.** Через баритовую воду пропускали углекислый газ. В полученный раствор добавили гидроксид бария, продукт реакции отделили и растворили в ортофосфорной кислоте. Напишите уравнения описанных реакций.

**135.** Нитрат цинка прокалили, продукт реакции при нагревании обработали раствором едкого натра. Через образовавшийся раствор пропустили углекислый газ до прекращения выделения осадка, после чего обработали избытком концентрированного нашатырного спирта, при этом осадок растворился. Напишите уравнения описанных реакций.

**136.** В двух сосудах находятся растворы неизвестных веществ. При добавлении к раствору первого вещества хлорида бария выпадает

осадок белого цвета, нерастворимый в воде и кислотах. Осадок белого цвета выпадает также и при добавлении раствора нитрата серебра к пробе, отобранной из второго сосуда. При нагревании пробы первого раствора с гидроксидом натрия выделяется газ с резким запахом. При взаимодействии второго раствора с хроматом натрия выпадает осадок жёлтого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**137.** Сернистый газ растворили в воде и раствор нейтрализовали, добавляя едкий натр. В образовавшийся раствор добавили перекись водорода и после окончания реакции — серную кислоту. Напишите уравнения описанных реакций.

**138.** Цинк растворили в очень разбавленной азотной кислоте, полученный раствор осторожно выпарили и остаток прокалили. Продукты реакции смешали с коксом и нагрели. Составьте уравнения реакций описанных превращений.

**139.** Вещества, выделяющиеся на катоде и аноде при электролизе раствора йодида натрия с графитовыми электродами, реагируют друг с другом. Продукт реакции взаимодействует с концентрированной серной кислотой с выделением газа, который пропустили через раствор гидроксида калия. Напишите уравнения описанных реакций.

**140.** Вещество, которое образуется при электролизе расплава боксита в криолите, растворяется как в растворе соляной кислоты, так и в растворе щёлочи с выделением одного и того же газа. При смешивании полученных растворов образуется объёмный осадок белого цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**141.** К оксиду свинца (IV) при нагревании добавили концентрированную соляную кислоту. Выделяющийся газ пропустили через нагретый раствор едкого кали. Раствор охладили, соль кислородсодержащей кислоты отфильтровали и высушили. При нагревании полученной соли с соляной кислотой выделяется ядовитый газ, а при нагревании её в присутствии диоксида марганца — газ, входящий в состав атмосферы. Напишите уравнения описанных реакций.

**142.** Бурый осадок, полученный при взаимодействии сульфата натрия с водным раствором перманганата калия, отфильтровали и обработали концентрированной серной кислотой. Выделяющийся газ при нагревании реагирует с алюминием, а образующееся вещество — с раствором соляной кислоты. Напишите уравнения реакций описанных превращений.

**143.** Кальций нагрели в атмосфере водорода. Продукт реакции обработали водой, выделяющийся газ пропустили над нагретым оксидом цинка, а в раствор добавили кальцинированную соду. Напишите уравнения описанных реакций.

**144.** Нитрат серебра прокалили и твёрдый продукт реакции нагрели в кислороде. Образовавшееся вещество растворяется в избытке концентрированного нашатырного спирта. При пропускании через полученный раствор сероводорода образуется осадок чёрного цвета. Напишите уравнения описанных реакций.

**145.** Твёрдое вещество, которое образуется при нагревании фосфора и пятихлористого фосфора, растворили в большом количестве воды. Часть полученного раствора добавили в подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия, при этом последний обесцвел. Напишите уравнения описанных реакций.

**146.** Несколько гранул цинка внесли в сосуд с концентрированной серной кислотой. Выделяющийся газ пропустили через раствор ацетата свинца (II), осадок отделили, подвергли обжигу и образовавшийся газ ввели во взаимодействие с водным раствором перманганата калия. Напишите уравнения описанных реакций.

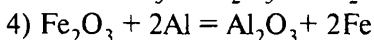
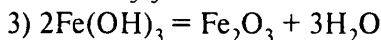
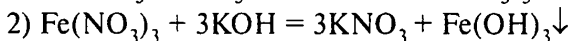
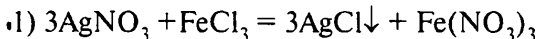
**147.** Несколько гранул цинка растворили при нагревании в растворе едкого натра. В полученный раствор небольшими порциями добавляли азотную кислоту до образования осадка. Осадок отделили, растворили в разбавленной азотной кислоте, раствор осторожно выпарили и остаток прокалили. Напишите уравнения описанных реакций.

**148.** Газ, выделяющийся при растворении меди в горячей концентрированной азотной кислоте, может взаимодействовать как с газом, выделяющимся при обработке меди горячей концентрированной серной кислотой, так и с медью. Напишите уравнения описанных реакций.

**149.** Раствор хлорида железа (III) подвергли электролизу с графитовыми электродами. Выделившийся осадок бурого цвета (побочный продукт электролиза) отфильтровали, прокалили и сплавляли с веществом, образовавшимся на катоде. Другое, также выделившееся на катоде, вещество ввели в реакцию с продуктом, выделившимся при электролизе на аноде; реакция протекает при освещении и со взрывом. Напишите уравнения описанных реакций.

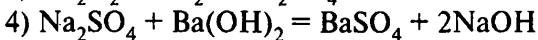
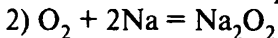
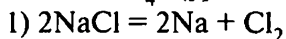
**150.** Нерастворимую в воде соль белого цвета, которая встречается в природе в виде широко используемого в строительстве и архитектуре минерала, прокалили при  $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ . К твёрдому остатку после охлаждения добавили воду и через полученный раствор пропустили газообразный продукт реакции разложения, в результате образовался осадок белого цвета, который растворился при дальнейшем пропускании газа. Напишите уравнения описанных реакций.

3. При взаимодействии как солей соляной кислоты, так и самой кислоты с нитратом серебра образуется  $\text{AgCl}$  — нерастворимое в воде и кислотах творожистое вещество белого цвета (уравнение 1); эта реакция является качественной реакцией на хлорид-ионы. Фильтрат — раствор, прошедший через фильтр, который задерживает нерастворимые вещества. Взаимодействие растворимых солей с растворами щелочей — способ получения нерастворимых оснований (уравнение 2);  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — нерастворимое вещество бурого цвета, амфотерный гидроксид, разлагается при нагревании на оксид металла и воду (уравнение 3). Восстановление металлов из их оксидов с помощью алюминия — промышленный способ получения многих металлов (алюминотермия); реакция экзотермическая, сопровождается выделением тепла, света и плавлением реакционной массы (уравнение 4).

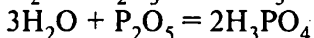
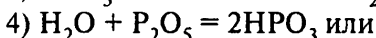
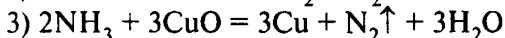
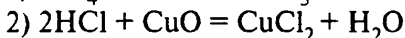
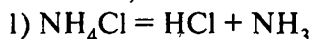


4. При электролизе расплавов солей на катоде выделяется металл (уравнение 1). При горении натрия преимущественно образуется пероксид натрия (уравнение 2), который является сильным окислителем. При взаимодействии  $\text{Na}_2\text{O}_2$  с  $\text{SO}_2$  (восстановитель, содержит серу в степени окисления +4) будет образовываться соединение серы в высшей, более устойчивой, степени окисления +6 (уравнение 3). Сульфат бария  $\text{BaSO}_4$  — нерастворимое в воде и кислотах вещество

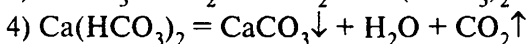
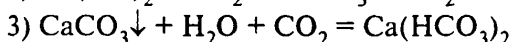
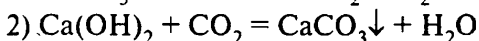
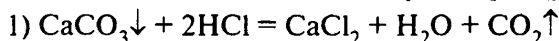
белого цвета; образование  $\text{BaSO}_4$  — качественная реакция на сульфат-анион  $\text{SO}_4^{2-}$  (уравнение 4).



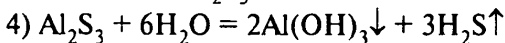
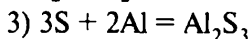
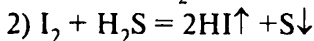
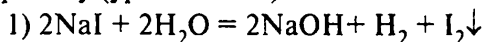
5. Соли аммония и кислот, для которых нехарактерны окислительные свойства ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  и другие), при нагревании разлагаются на аммиак  $\text{NH}_3$  и кислоту (уравнение 1). Оксид меди (II) — основной оксид, кислоты реагируют с основными оксидами с образованием солей (уравнение 2). Аммиак, в котором азот находится в низшей степени окисления  $\text{N}^{-3}$ , проявляет восстановительные свойства и восстанавливает среднеактивные и малоактивные металлы из их оксидов (уравнение 3). При взаимодействии  $\text{P}_2\text{O}_5$  с водой, в зависимости от соотношения реагентов, могут образовываться различные фосфорные кислоты ( $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) (уравнения 4).



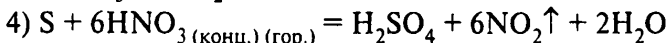
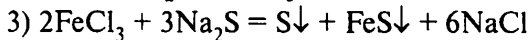
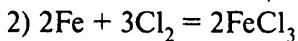
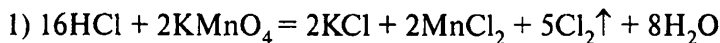
6. Используемый в строительстве и архитектуре минерал белого цвета — мел или мрамор  $\text{CaCO}_3$ . Карбонат кальция растворяется в растворах кислот с выделением углекислого газа (уравнение 1). При пропускании углекислого газа через известковую воду (насыщенный раствор гидроксида кальция) выделяется осадок белого цвета (уравнение 2), который растворяется при пропускании избытка газа в результате образования гидрокарбоната кальция (уравнение 3); эти превращения являются качественной реакцией на углекислый газ и карбонаты. Особенностью всех гидрокарбонатов является разложение при нагревании как самих веществ, так и их растворов (уравнение 4).



7. При электролизе водного раствора соли бескислородной кислоты на аноде происходит окисление кислотного остатка и выделяется свободный йод (уравнение 1). Йод, как более активный неметалл, будет вытеснять (окислять) серу из её бинарных соединений (уравнение 2). При взаимодействии металлов с неметаллами образуются соли соответствующих бескислородных кислот (уравнение 3). Сульфид алюминия  $Al_2S_3$  — соль, образованная слабым основанием  $Al(OH)_3$  и слабой кислотой  $H_2S$ ; в воде будет подвергаться полному гидролизу (уравнение 4).



8. Взаимодействие соляной кислоты (или её солей) с раствором перманганата калия является способом получения хлора (уравнение 1). Железо взаимодействует с сильными окислителями с образованием соединений железа в степени окисления +3 (уравнение 2). Железо в степени окисления +3 проявляет свойства окислителя, поэтому может взаимодействовать с восстановителем (сульфид натрия  $Na_2S$ , содержащий серу в степени окисления -2), образуя соединения двухвалентного железа (уравнение 3). Горячая концентрированная азотная кислота окисляет серу до высшей степени окисления +6 (до  $H_2SO_4$ ), азот при этом восстанавливается до  $N^{+4}$  (до  $NO_2$ ) (уравнение 4).



9. Сульфид хрома (III)  $Cr_2S_3$  — соль, образованная слабым амфотерным основанием  $Cr(OH)_3$  и слабой кислотой  $H_2S$ ; в водном растворе гидролизуеться с выделением газа с запахом тухлых яиц ( $H_2S$ ) и нерастворимого вещества зелёного цвета  $Cr(OH)_3$  (уравнение 1). Хлор в щелочных средах является очень сильным окислителем, для хрома характерны две степени окисления +3 и +6, поэтому происходит окисление  $Cr(OH)_3$  до  $K_2CrO_4$ , вещества жёлтого цвета

(уравнение 2). Хроматы в кислых средах переходят в дихроматы, имеющие оранжевую окраску (уравнение 3).  $K_2Cr_2O_7$  — сильный окислитель, окисляет  $H_2S$  до серы и сам при этом восстанавливается до  $Cr^{+3}$  ( $Cr_2(SO_4)_3$ ), соединения которого имеют зелёный цвет (уравнение 4).

- 1)  $Cr_2S_3 + 6H_2O = 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$
- 2)  $2Cr(OH)_3\downarrow + 3Cl_2 + 10KOH = 2K_2CrO_4 + 6KCl + 8H_2O$
- 3)  $2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$
- 4)  $K_2Cr_2O_7 + 3H_2S + 4H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3S\downarrow + 7H_2O$ .

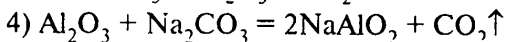
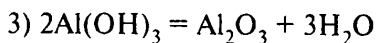
**10.** Творожистый осадок желтоватого (кремового) цвета образуется при взаимодействии бромид-аниона и катиона  $Ag^+$  (уравнение 3). При взаимодействии серебра (малоактивный металл) с разбавленной азотной кислотой выделяется бесцветный газ  $NO$  (уравнение 1), который на воздухе самопроизвольно окисляется до бурого газа  $NO_2$  (уравнение 2). При взаимодействии бромной воды (окислитель) и оксида серы (IV) (восстановитель) образуются две сильные кислоты — бромоводородная и серная (уравнение 4). Следовательно, соль, используемая в фотографии, —  $AgBr$ .

- 1)  $3Ag + 4HNO_{3(разб.)} = 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$
- 2)  $2NO + O_2 = 2NO_2$
- 3)  $AgNO_3 + NaBr = AgBr\downarrow + NaNO_3$
- 4)  $Br_2 + SO_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HBr$

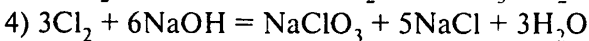
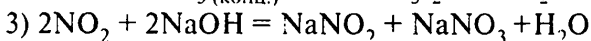
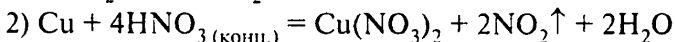
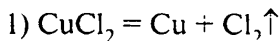
**11.** Алюминий, находящийся в ряду активности металлов левее водорода, растворяется в растворе  $H_2SO_4$  с выделением водорода и образованием сульфата алюминия (уравнение 1). При добавлении в раствор щёлочи происходит осаждение  $Al(OH)_3$  (амфотерное основание, нерастворимое в воде вещество белого цвета) (уравнение 2), которое, как и любое другое нерастворимое основание, при прокаливании (нагревании) разлагается с образованием оксида металла и воды (уравнение 3).  $Al_2O_3$  — амфотерный оксид, может при нагревании взаимодействовать с карбонатами с образованием металлюминатов ( $NaAlO_2$ ) — солей несуществующей в свободном состоянии металлюминиевой кислоты (уравнение 4).

- 1)  $2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$
- 2)  $Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$

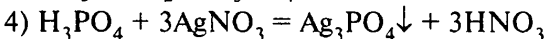
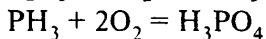
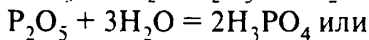
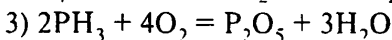
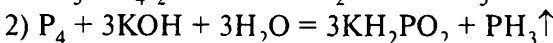
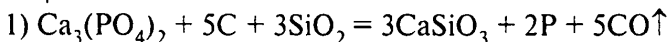




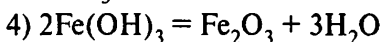
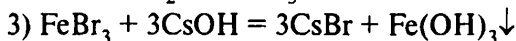
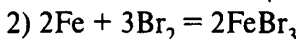
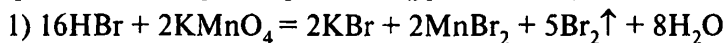
12. При электролизе водных растворов солей, образованных металлами, расположенными в ряду активности после водорода, на катоде выделяется только металл, в частности медь; анионы бескислородных кислот (кроме  $\text{F}^-$ ) окисляются на аноде до простых веществ (уравнение 1). При растворении меди в концентрированной  $\text{HNO}_3$  азот, имевший в кислоте степень окисления +5 ( $\text{N}^{+5}$ ), восстанавливается до степени окисления +4 и выделяется  $\text{NO}_2$  (ядовитый бурый газ) (уравнение 2).  $\text{NO}_2$  является смешанным оксидом азотной  $\text{HNO}_3$  и азотистой  $\text{HNO}_2$  кислот; при пропускании бурого газа через раствор щёлочи образуется смесь солей азотной и азотистой кислот (уравнение 3). При пропускании хлора через горячий раствор щёлочи происходит реакция диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) и образуются соли хлороводородной (соляной) и хлорноватой кислот (уравнение 4).



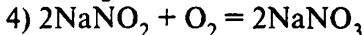
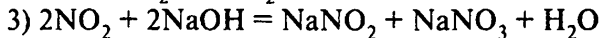
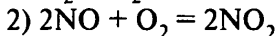
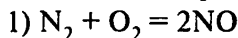
13. Первое превращение — промышленный способ получения фосфора (уравнение 1). Белый фосфор вступает в щелочной среде в реакцию диспропорционирования, образуя фосфин  $\text{PH}_3$  (ядовитый бесцветный газ с чесночным запахом, самовоспламеняющийся на воздухе) (уравнение 2). При горении фосфина образуется высший оксид фосфора  $\text{P}_2\text{O}_5$  (уравнение 3), реагирующий с водой с образованием различных кислот, в частности ортофосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  — нерастворимое вещество жёлтого цвета (уравнение 4).



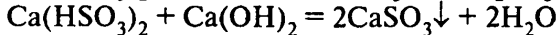
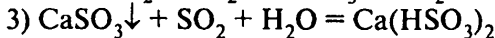
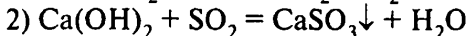
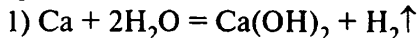
**14.** Взаимодействие бромоводородной кислоты (или её солей) с раствором перманганата калия является способом получения брома (уравнение 1). Железо взаимодействует с сильными окислителями с образованием соединений железа в степени окисления +3 (уравнение 2). Взаимодействие растворимых солей со щелочами является способом получения нерастворимых оснований (уравнение 3), которые разлагаются при нагревании (уравнение 4).



**15.** Если в воздухе возникают электрические разряды, то происходит образование бесцветного оксида азота (II) (уравнение 1), который быстро самопроизвольно окисляется кислородом воздуха до бурого газа ( $\text{NO}_2$ ) (уравнение 2). Оксид азота (IV) — смешанный оксид азотистой и азотной кислот, при взаимодействии с раствором щёлочи образуется смесь двух солей — нитрита и нитрата (уравнение 3). Если длительное время выдерживать нитрит натрия на воздухе, то он будет окисляться до нитрата (уравнение 4).

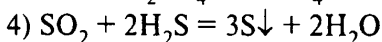
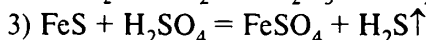
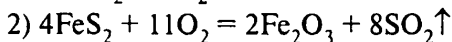
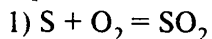


**16.** Кальций — активный металл и взаимодействует с водой с выделением водорода и образованием  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , который относится к щелочам (уравнение 1).  $\text{SO}_2$  (сернистый газ) является ангидридом двухосновной сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , поэтому при пропускании через раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  образуется средняя соль (уравнение 2), которая в избытке сернистого газа превращается в кислую соль (уравнение 3). При добавлении в полученный раствор щёлочи происходит нейтрализация кислой соли и выпадает осадок  $\text{CaSO}_3$  (уравнение 4).

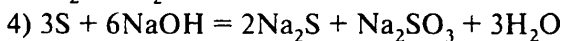
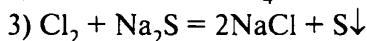
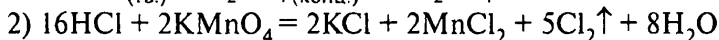
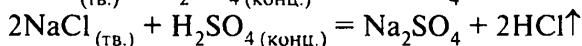


17. Простое вещество жёлтого цвета, горящее на воздухе с выделением газа с резким запахом, — сера (уравнение 1). Вещества, содержащие железо и серу: минерал пирит  $\text{FeS}_2$  и сульфид железа (II) (уравнения 2 и 3). При взаимодействии оксида серы (IV) и сероводорода первый проявляет свойства окислителя, второй — восстановителя и образуется простое вещество — сера (уравнение 4).

Простое вещество — сера, минерал —  $\text{FeS}_2$ ;  $\text{FeS}$ .

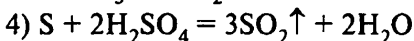
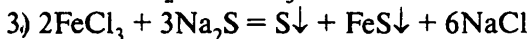


18. Взаимодействие твёрдых хлоридов, в частности поваренной соли  $\text{NaCl}$ , с концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в настоящее время является лабораторным способом получения хлороводорода (ядовитый газ с резким запахом, очень хорошо растворимый в воде) (уравнение 1). Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  — сильный окислитель, в кислых средах восстанавливается до соли двухвалентного марганца ( $\text{MnCl}_2$ ), хлорид-ион окисляется при этом до свободного хлора  $\text{Cl}_2$  (ядовитый газ жёлто-зелёного цвета с резким запахом, растворимый в воде) (уравнение 2). Более сильный окислитель (более активный неметалл) хлор может вытеснять менее активные неметаллы из их бинарных соединений, в частности вытесняет серу из сульфидов и сероводорода (уравнение 3). Многие неметаллы ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{P}$  и некоторые другие) способны вступать в реакции самоокисления-самовосстановления, образуя два вещества, в одном из которых элемент находится в низшей, в другом — в промежуточной степени окисления (уравнение 4).

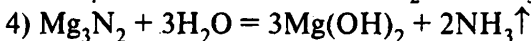
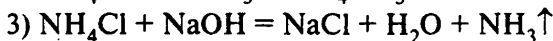
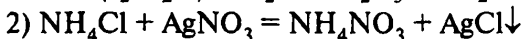
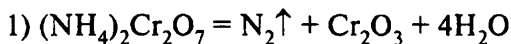


19. Хромат калия, особенно в кислой среде, проявляет свойства сильного окислителя, поэтому при взаимодействии с раствором соляной кислоты будет происходить выделение хлора и образуется

раствор зелёного цвета (цвет солей  $\text{Cr}^{+3}$ ) (уравнение 1). Железо взаимодействует с хлором с образованием хлорного железа  $\text{FeCl}_3$  (уравнение 2). Железо в степени окисления +3 проявляет свойства окислителя, поэтому может взаимодействовать с сильными восстановителями ( $\text{S}^{-2}$ ,  $\text{I}^-$ ), образуя соединения двухвалентного железа (уравнение 3). Концентрированная серная кислота — сильный окислитель, окислительные свойства проявляет  $\text{S}^{+6}$ , восстанавливаясь, в зависимости от условий реакции до  $\text{S}^{+4}$ ,  $\text{S}^0$ ,  $\text{S}^{-2}$ ; простое вещество сера будет окисляться до  $\text{S}^{+4}$ , серная кислота восстанавливается до  $\text{S}^{+4}$  (до  $\text{SO}_2$ ) (уравнение 4).

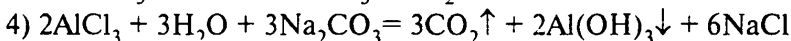
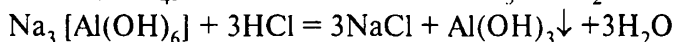
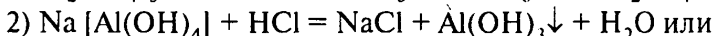
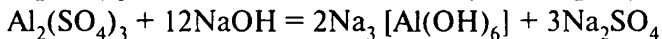
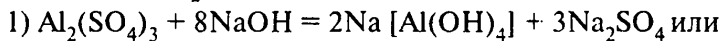


**20.** Разложение при нагревании, напоминающее извержение вулкана, происходит с бихроматом аммония.  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — вещество оранжевого цвета разлагается с образованием  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , имеющего зелёный цвет, и выделением азота  $\text{N}_2$  (уравнение 1). Образование белого творожистого осадка при взаимодействии с  $\text{AgNO}_3$  — качественная реакция на хлорид-ион  $\text{Cl}^-$ , следовательно, вторая соль — хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (уравнение 2). При нагревании хлорида аммония со щелочами выделяется аммиак  $\text{NH}_3$  — бесцветный ядовитый газ с резким запахом (уравнение 3). Взаимодействие нитридов с водой (гидролиз) приводит к образованию аммиака и гидроксида металла (уравнение 4).

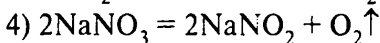
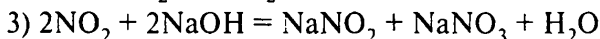
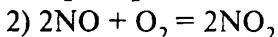
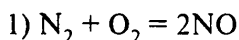


**21.** При взаимодействии солей алюминия (и других амфотерных оснований) реакция со щелочами происходит в две стадии: на первой образуется нерастворимое амфотерное основание, на второй — его растворение в избытке щёлочи с образованием гидроксокомплексов, в частности  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  или  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$  (уравнение 1). При действии на гидроксокомплексы растворов кислот они разлагаются

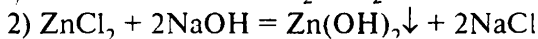
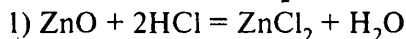
на нерастворимое амфотерное основание и соль соответствующей кислоты (уравнение 2). Амфотерные основания растворяются в растворах кислот (уравнение 3). При добавлении в раствор соли слабого основания ( $\text{AlCl}_3$ ) соли, образованной слабой кислотой ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), происходит гидролиз как по катиону, так и по аниону, поэтому продуктами реакции будут  $\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$  и угольная кислота, разлагающаяся с выделением  $\text{CO}_2\uparrow$  (уравнение 4).

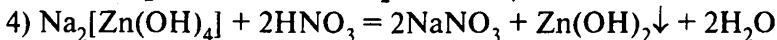
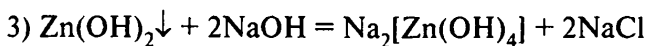


**22.** Если в воздухе возникают электрические разряды, то происходит образование бесцветного оксида азота (II) (уравнение 1), который быстро самопроизвольно окисляется кислородом воздуха до бурого газа ( $\text{NO}_2$ ) (уравнение 2). Оксид азота (IV) — смешанный оксид азотистой и азотной кислот, при взаимодействии с раствором щёлочи образуется смесь двух солей — нитрита и нитрата (уравнение 3). При нагревании нитрат натрия разлагается с образованием нитрита натрия и выделением кислорода (уравнение 4).

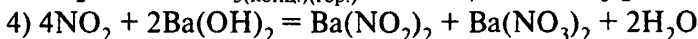
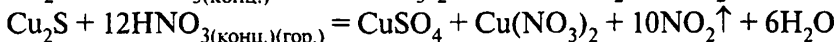
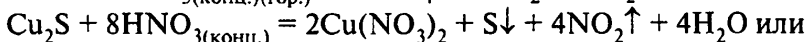
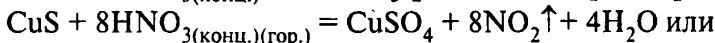
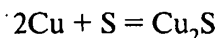
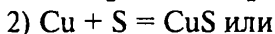
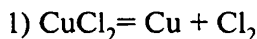


**23.** Оксид цинка — амфотерный оксид и растворяется в растворах сильных кислот (уравнение 1). Хлорид цинка при взаимодействии с небольшим количеством едкого натра образует нерастворимое амфотерное основание  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  (уравнение 2), которое растворяется в избытке щёлочи с образованием комплексного соединения (уравнение 3). При нейтрализации полученного раствора азотной кислотой выделяется  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  (уравнение 4).

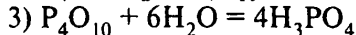
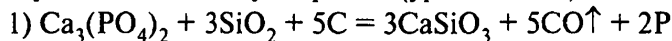




**24.** При электролизе расплава соли на катоде выделяется металл (уравнение 1). При взаимодействии меди с серой, в зависимости от условий проведения процесса, могут образовываться  $\text{CuS}$  или  $\text{Cu}_2\text{S}$ , содержащие серу в степени окисления  $-2$  (уравнение 2). При взаимодействии любого из этих веществ с концентрированной азотной кислотой будет выделяться  $\text{NO}_2$  (уравнение 3). Так как  $\text{NO}_2$  является смешанным оксидом азотистой и азотной кислот, то при пропускании через раствор щёлочи будет образовываться смесь двух солей — нитрита и нитрата (уравнение 4).

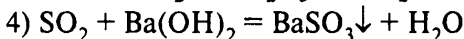
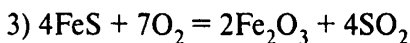
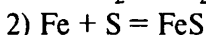
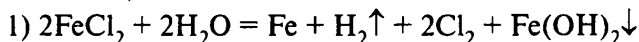


**25.** Первое описание соответствует процессу получения фосфора в промышленности (уравнение 1). Образующийся фосфор может самовоспламеняться и сгорать с образованием оксида фосфора (V) (уравнение 2). Фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$  ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) взаимодействует с избытком воды, особенно при нагревании, с образованием ортофосфорной кислоты (уравнение 3). При пропускании аммиака через раствор ортофосфорной кислоты образуется смесь гидрофосфата и дигидрофосфата аммония, которая называется «аммофос» и используется в качестве удобрения (уравнение 4).

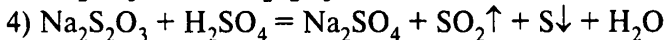
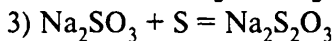
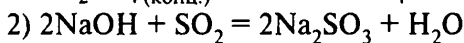
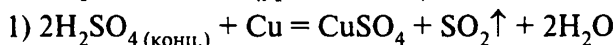


**26.** При электролизе солей, образованных металлом, расположенным в ряду активности между алюминием и водородом, на катоде

будет происходить восстановление как катиона металла, так и молекул воды, и в растворе, в качестве побочного продукта, образуется гидроксид металла (уравнение 1). Железо (металл) реагирует с серой (неметалл) с образованием соли (уравнение 2). При обжиге сульфидов образуется сернистый газ (уравнение 3). Сернистый газ — ангидрид двухосновной сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , поэтому при пропускании через раствор щёлочи  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  будет образовываться  $\text{BaSO}_3$  (уравнение 4).

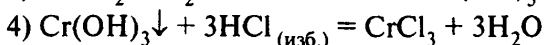
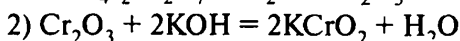
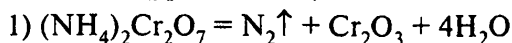


27. В концентрированной серной кислоте окислительные свойства проявляет  $\text{S}^{+6}$ ; медь — малоактивный металл, поэтому продуктом восстановления будет  $\text{SO}_2$  (степень окисления серы +4), уравнение 1 описывает лабораторный способ получения сернистого газа. Оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$  — кислотный оксид, соответствующий двухосновной сернистой кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , продуктом взаимодействия избытка щёлочи с сернистым ангидридом будет  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (уравнение 2). Особым свойством серы является взаимодействие её с сульфитами и образование тиосульфатов, солей несуществующей в свободном состоянии тиосерной кислоты  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (уравнение 3). При действии на тиосульфаты кислот происходит их разложение с образованием серы и серистого газа (уравнение 4).

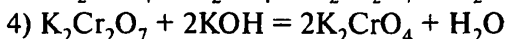
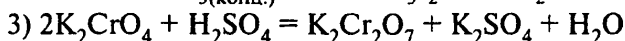
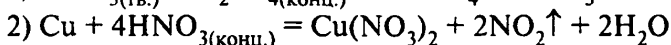


28. Вещество оранжевого цвета, которое разлагается с изменением цвета на зелёный, — бихромат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (уравнение 1).  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — оксид хрома (III), вещество зелёного цвета, амфотерный оксид и будет реагировать с безводной щёлочью с образованием соли (уравнение 2). В воде, в присутствии небольшого количества кислоты,  $\text{KCrO}_2$  будет гидролизироваться с образованием нерастворимого амфотерного основания  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  (уравнение 3), которое

растворяется в избытке кислоты с образованием соли  $\text{Cr}^{+3}$ , имеющей зелёный цвет (уравнение 4).



**29.** В фиолетовый цвет окрашивают пламя соли калия. Медь с выделением бурого газа растворяется в концентрированной азотной кислоте (уравнение 2), следовательно, одна из солей —  $\text{KNO}_3$ , взаимодействие её с концентрированной серной кислотой используется для получения концентрированной  $\text{HNO}_3$  — жидкости с температурой кипения  $82,6^\circ\text{C}$  (уравнение 1). Вторая соль —  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ; для хроматов характерно изменение окраски на оранжевую в растворах кислот (уравнение 3) и приобретение прежней окраски при нейтрализации (уравнение 4).



**30.** 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, в качестве побочного продукта, образуется гидроксид соответствующего металла (уравнение 1); на аноде происходит окисление анионов бескислородных кислот (кроме  $\text{F}^-$ ), в частности, выделяется  $\text{Cl}_2$ .  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — амфотерное основание, нерастворимое вещество бурого цвета; при нагревании разлагается с образованием оксида металла и воды (уравнение 2). Железо может реагировать с концентрированной  $\text{HNO}_3$  при нагревании; продуктами реакции будут соль трёхвалентного железа и бурый газ (уравнение 3). Хлор вступает в холодном растворе щёлочи в реакцию диспропорционирования с образованием солей хлороводородной и хлорноватистой кислот,  $\text{KCl}$  и  $\text{KClO}$  соответственно (уравнение 4).



- 1)  $4\text{FeCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\uparrow + 6\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
- 2)  $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

**31.** Хлорат калия  $\text{KClO}_3$  проявляет свойства окислителя и при взаимодействии с  $\text{HCl}$  происходит окисление хлорид-иона и выделяется  $\text{Cl}_2$  (уравнение 1). Металлы реагируют с неметаллами, в результате образуются соли бескислородных кислот (уравнение 2). Взаимодействие растворимых солей со щелочами является способом получения нерастворимых оснований (уравнение 3), которые разлагаются при нагревании с образованием оксида металла и воды (уравнение 4).

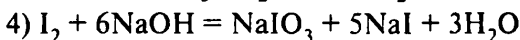
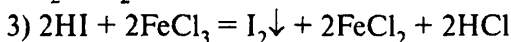
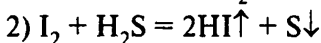
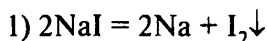
- 1)  $6\text{HCl} + \text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$
- 3)  $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$
- 4)  $2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

**32.** В жёлтый цвет окрашивают пламя соли натрия. Медь с выделением бурого газа растворяется в концентрированной азотной кислоте (уравнение 2), следовательно, соль — нитрат натрия  $\text{NaNO}_3$ , взаимодействие его с концентрированной серной кислотой (при небольшом нагревании) используется для получения концентрированной  $\text{HNO}_3$  — жидкости с температурой кипения  $82,6^\circ\text{C}$  (уравнение 1). При разложении нитратов активных металлов (находятся левее магния в ряду активности) образуются нитрит и кислород (уравнение 3). Термическое разложение нитратов металлов, расположенных в ряду активности от магния до меди, сопровождается образованием оксида металла, выделением бурого газа и кислорода (уравнение 4).

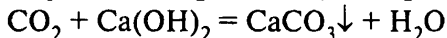
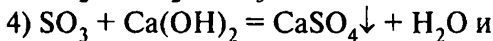
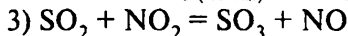
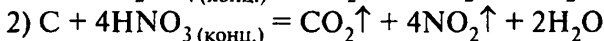
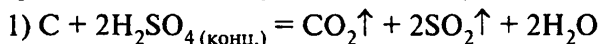
- 1)  $\text{NaNO}_{3(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3\uparrow$
- 2)  $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$
- 4)  $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2\uparrow$

**33.** При электролизе расплава соли бескислородной кислоты на аноде происходит окисление кислотного остатка (кроме  $\text{F}^-$ ) (уравнение 1). Йод, как более активный неметалл, будет вытеснять

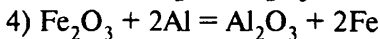
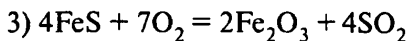
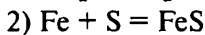
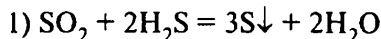
(окислять) серу из её бинарных соединений (уравнение 2).  $\text{FeCl}_3$  содержит железо в степени окисления +3 и проявляет свойства окислителя, взаимодействуя с сильными восстановителями ( $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ) (уравнение 3). При взаимодействии йода с раствором щёлочи происходит его диспропорционирование (реакция самоокисления-самовосстановления) (уравнение 4).



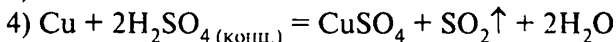
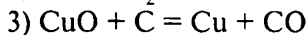
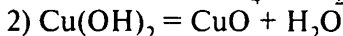
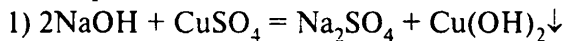
34. При нагревании угля в концентрированной серной кислоте образуются  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$  (уравнение 1), в концентрированной азотной кислоте —  $\text{CO}_2$  и  $\text{NO}_2$  (уравнение 2). Оксид серы (IV) проявляет свойства восстановителя, оксид азота (IV) — окислителя, в результате образуются несолеобразующий оксид азота (II) и оксид серы (VI), который взаимодействует с щёлочью (уравнения 3 и 4).



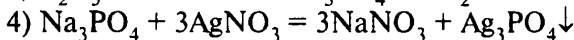
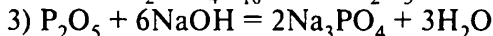
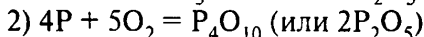
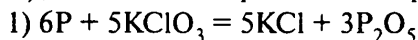
35. Сернистый газ  $\text{SO}_2$  при взаимодействии с сероводородом  $\text{H}_2\text{S}$  проявляет свойства окислителя и продуктом реакции является сера (уравнение 1). Металл (железо) реагирует с неметаллом (серой) с образованием соли (уравнение 2). При обжиге сульфидов образуются сернистый газ и оксид металла (уравнение 3). Восстановление металлов из их оксидов с помощью алюминия — промышленный способ получения многих металлов (алюминотермия); реакция экзотермическая и сопровождается выделением тепла и света (уравнение 4).



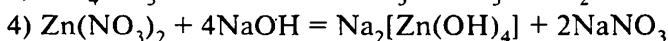
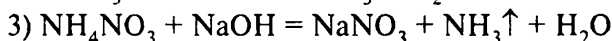
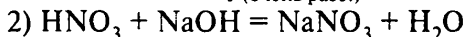
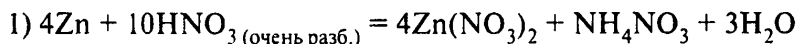
**36.** При добавлении к раствору  $\text{CuSO}_4$  раствора щёлочи образуется нерастворимое в воде основание  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  (уравнение 1), которое разлагается при нагревании, образуя  $\text{CuO}$  — вещество чёрного цвета (уравнение 2). После восстановления оксида образуется металлическая медь  $\text{Cu}$  красного цвета (уравнение 3). Медь — малоактивный металл, поэтому при растворении её в концентрированной серной кислоте сера восстанавливается до  $\text{S}^{+4}$  и выделяется  $\text{SO}_2$  (уравнение 4).



**37.** В спичках используется смесь бертолетовой соли и красного фосфора (уравнение 1). При горении фосфора образуется оксид фосфора (V) — твёрдое вещество белого цвета (уравнение 2), которое взаимодействует с избытком едкого натра с образованием ортофосфата натрия (уравнение 3).  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  имеет ярко-жёлтый цвет (уравнение 4), качественная реакция на ортофосфат-анион.

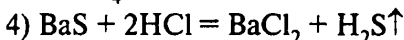
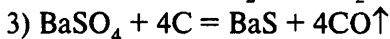
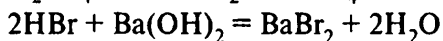
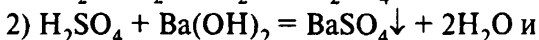
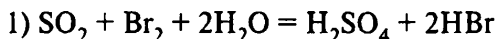


**38.** При взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой образуются нитрат цинка и нитрат аммония (уравнение 1). При добавлении щёлочи будет происходить реакция нейтрализации избыточной азотной кислоты (уравнение 2), разложение нитрата аммония, сопровождающееся выделением аммиака (уравнение 3), и образование комплексной соли — тетрагидроксицинка натрия (уравнение 4).

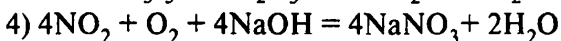
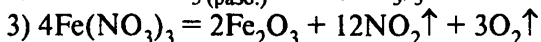
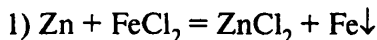


**39.** Сернистый газ  $\text{SO}_2$  содержит серу в степени окисления +4 и при взаимодействии с сильными окислителями, например, бромом, будет окисляться и образовывать соединения серы в степени

окисления +6 (уравнение 1). При нейтрализации раствора, содержащего смесь двух кислот, будут образовываться две соли (уравнение 2). Кокс — сильный восстановитель при высоких температурах, поэтому следует ожидать реакций, в которых степень окисления серы будет уменьшаться. Так как при взаимодействии с соляной кислотой выделяется газ с запахом тухлых яиц (сероводород) (уравнение 4), то продуктами восстановления сульфата бария будут BaS и CO (уравнение 3).

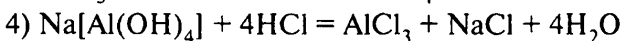
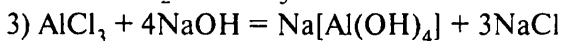
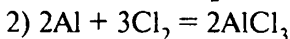


**40.** Более активные металлы вытесняют менее активные из их соединений, поэтому при взаимодействии цинка с хлоридом железа (II) выделяется железо (уравнение 1). Железо — металл средней активности, растворяется в разбавленной азотной кислоте с выделением NO и образованием нитрата железа (III) (уравнение 2). При термическом разложении нитратов, образованных металлом, расположенным в ряду активности между алюминием и медью, образуются оксид металла, бурый газ и кислород (уравнение 3). NO<sub>2</sub> — смешанный оксид азотистой и азотной кислот, однако при растворении его в воде в присутствии кислорода образуется только азотная кислота, при растворении в растворе щёлочи — только нитраты (уравнение 4).



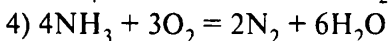
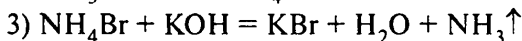
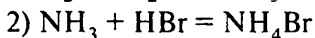
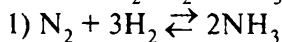
**41.** Взаимодействие соляной кислоты с оксидом марганца (IV) (пирролюзит) — лабораторный способ получения хлора (уравнение 1). Металлы реагируют с неметаллами, в результате образуются соли бескислородных кислот (уравнение 2). При добавлении к раствору солей, образованных амфотерными основаниями, избытка раствора щёлочи реакция происходит в две стадии: образуется нерастворимое амфотерное основание, которое затем растворяется в избытке

раствора щёлочи с образованием гидроксокомплексов (уравнение 3) является суммарным уравнением процесса). Действие на растворы гидроксокомплексов кислот также происходит в две стадии: на первой образуется нерастворимое амфотерное основание, которое далее растворяется в избытке кислоты (уравнение 4).

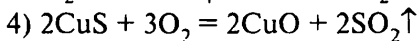
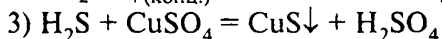
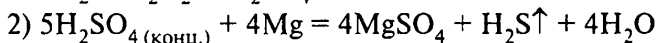
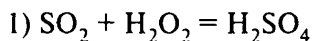


**42.** Нейтрализовать раствор кислоты можно, если в состав газовой смеси входит вещество, обладающее основными свойствами. Так как при нагревании продукта нейтрализации с едким кали выделяется бесцветный газ с резким запахом и газ обладает основными свойствами, то этот газ — аммиак  $\text{NH}_3$  (уравнение 3). Уравнение 1) описывает реакцию синтеза аммиака, уравнение 2) — нейтрализацию кислоты, уравнение 4) — горение аммиака на воздухе, при этом выделяется азот, который используется для синтеза аммиака.

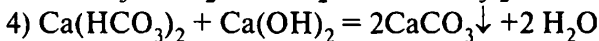
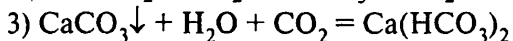
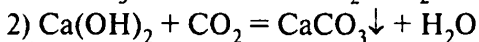
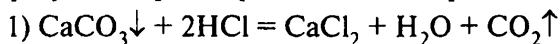
Газы —  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  и  $\text{NH}_3$ .



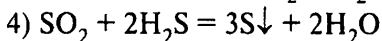
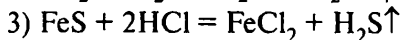
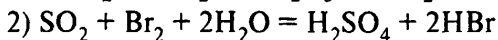
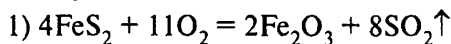
**43.** В сернистом газе степень окисления серы +4, при взаимодействии с сильными окислителями сера будет проявлять свойства восстановителя и переходить в степень окисления +6 (уравнение 1). После выпаривания воды останется концентрированная серная кислота и магний (очень активный металл) будет восстанавливать  $\text{S}^{+6}$  до  $\text{S}^{-2}$  (уравнение 2). Сульфат меди (II) реагирует с сероводородом и образует  $\text{CuS}$  — нерастворимое вещество чёрного цвета (уравнение 3). При обжиге сульфидов образуются оксид серы (IV) и оксид металла (уравнение 4).



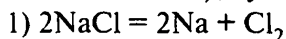
**44.** Используемый в строительстве и архитектуре минерал белого цвета — мел или мрамор  $\text{CaCO}_3$ . Карбонат кальция растворяется в растворах кислот с выделением углекислого газа (уравнение 1). При пропускании углекислого газа через известковую воду (насыщенный раствор гидроксида кальция) выделяется осадок белого цвета (уравнение 2), который растворяется при пропускании избытка газа в результате образования гидрокарбоната кальция (уравнение 3). При добавлении в раствор избытка щёлочи происходит нейтрализация кислой соли и образуется нерастворимый в воде карбонат кальция (уравнение 4).

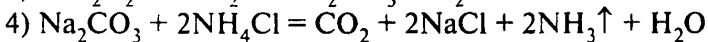
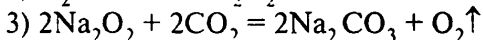
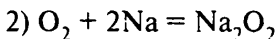


**45.** Так как при действии на вещество Б соляной кислоты выделяется сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  (газ с запахом тухлых яиц) (уравнение 3), то оба минерала являются сульфидами. В школьном курсе изучается реакция обжига пирита  $\text{FeS}_2$  (в процессе производства серной кислоты) (уравнение 1).  $\text{SO}_2$  — газ, имеющий характерный резкий запах, проявляет свойства восстановителя и взаимодействует с бромной водой (окислитель) с образованием смеси бромоводородной и серной кислот (уравнение 2). При взаимодействии сернистого газа (проявляет свойства окислителя) и сероводорода (восстановитель) образуется сера — простое вещество жёлтого цвета (уравнение 4).

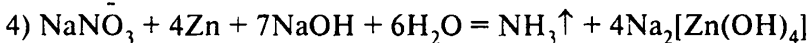
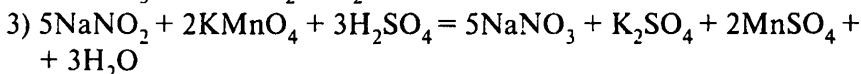
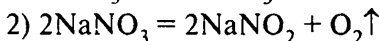
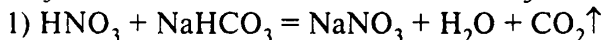


**46.** При электролизе расплава соли на катоде выделяется металл (уравнение 1). При горении натрия преимущественно образуется пероксид натрия (уравнение 2), который реагирует с углекислым газом с выделением кислорода (уравнение 3). При нагревании раствора, содержащего  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой) и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой), будет происходить гидролиз (уравнение 4).

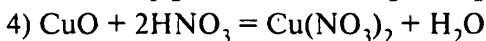
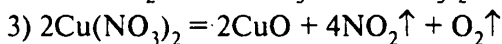
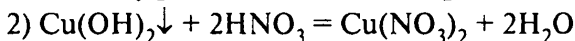
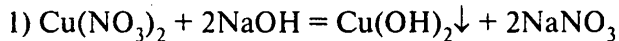




47. После нейтрализации раствора (уравнение 1) образуется нитрат натрия. Нитраты металлов, находящихся в ряду активности левее магния, разлагаются с образованием нитритов и выделением кислорода (уравнение 2). Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , имеющий розовую окраску, проявляет в кислых средах свойства сильного окислителя; в нитрите натрия степень окисления азота +3.  $\text{KMnO}_4$  окисляет  $\text{NaNO}_2$  до  $\text{NaNO}_3$ , сам при этом восстанавливается до  $\text{Mn}^{+2}$ , не имеющего окраски (уравнение 3). При взаимодействии цинка с раствором щёлочи выделяется атомарный водород, который является очень сильным восстановителем, поэтому нитрат натрия  $\text{NaNO}_3$  восстанавливается до аммиака  $\text{NH}_3$  (уравнение 4).

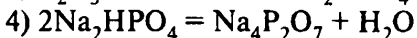
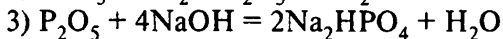
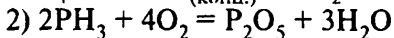
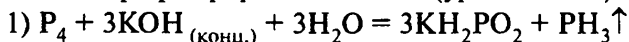


48. Студенистое нерастворимое в воде вещество голубого цвета, образующееся при взаимодействии растворимой соли и щёлочи, — гидроксид меди (II) (уравнение 1). При разложении вещества, оставшегося после выпаривания раствора, выделяются бурый газ  $\text{NO}_2$  и кислород  $\text{O}_2$  (входит в состав атмосферы) (уравнение 3), следовательно,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  реагировал с азотной кислотой (уравнение 2). Оксид меди (II), вещество чёрного цвета, растворяется в азотной кислоте с образованием раствора  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  (уравнение 4).

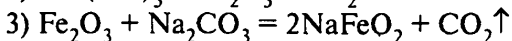
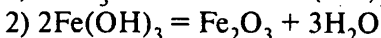
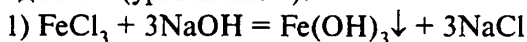


49. Самовоспламеняющийся газ с чесночным запахом, фосфин  $\text{PH}_3$ , получают при взаимодействии белого фосфора с растворами щелочей (уравнение 1). При горении фосфина (сильный

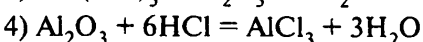
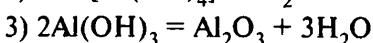
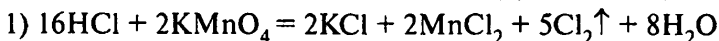
восстановитель) образуется оксид фосфора (V) (уравнение 2).  $P_2O_5$  — ангидрид фосфорной кислоты, взаимодействует с едким натром с образованием соответствующей соли (уравнение 3). При прокаливании кислой соли фосфорной кислоты происходит дегидратация и образуется соль пиродифосфорной кислоты (уравнение 4).



**50.** Взаимодействие растворимых солей со щелочами — способ получения нерастворимых оснований (уравнение 1), которые при нагревании разлагаются на оксид металла и воду (уравнение 2).  $Fe_2O_3$  проявляет амфотерные свойства и при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов образует соответствующие соли железа (III), например, феррит натрия (уравнение 3). Первые три превращения относятся к кислотно-основным взаимодействиям и происходят без изменения степени окисления, то есть не окислительно-восстановительные реакции. Нитрат натрия в присутствии едкого натра проявляет свойства сильного окислителя и окисляет  $Fe^{+3}$  до  $Fe^{+6}$  (уравнение 4).

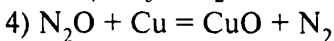
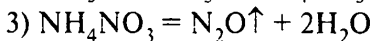
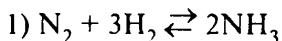


**51.** Взаимодействие соляной кислоты (или её солей) с раствором перманганата калия является способом получения хлора (уравнение 1). При пропускании хлора через воду образуется смесь двух кислот,  $HCl$  и  $HClO$ , которые будут разрушать гидроксокомплекс (уравнение 2). Нерастворимые основания разлагаются при нагревании (уравнение 3) с образованием воды и оксида металла, который может реагировать с растворами кислот (уравнение 4).

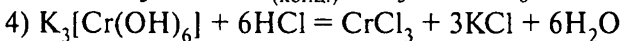
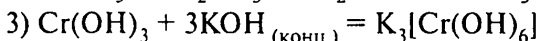
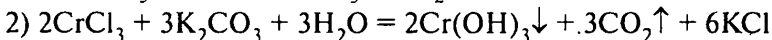




**52.** Нагревание смеси азота  $N_2$  и водорода  $H_2$  в присутствии железного или платинового катализатора — промышленный способ получения аммиака (уравнение 1). Нитрат аммония, который образуется при нейтрализации раствора азотной кислоты (уравнение 2), разлагается при нагревании с образованием оксида азота (I)  $N_2O$  и воды (уравнение 3).  $N_2O$ , как и все другие оксиды азота, проявляет свойства сильного окислителя (уравнение 4).

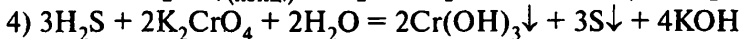
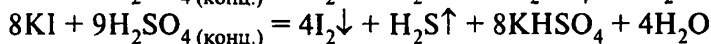
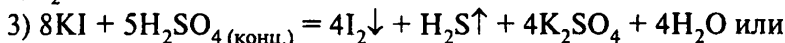
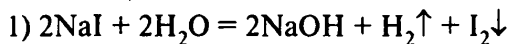


**53.**  $Cr(OH)_3$  — амфотерное основание, будет реагировать с раствором соляной кислоты с образованием  $CrCl_3$  (уравнение 1).  $CrCl_3$  — соль, образованная слабым амфотерным основанием  $Cr(OH)_3$  и сильной кислотой,  $K_2CO_3$  — соль сильного основания и слабой угольной кислоты  $H_2CO_3$ ; при смешивании растворов будет происходить гидролиз и по катиону слабого основания, и по аниону слабой кислоты (уравнение 2). Амфотерное основание  $Cr(OH)_3$  будет растворяться в растворах щелочей с образованием комплексного соединения (уравнение 3), из которого при действии избытка сильной кислоты образуются две соли (уравнение 4).

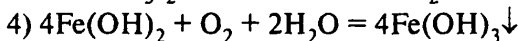
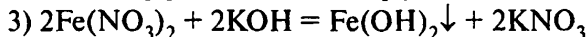
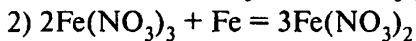
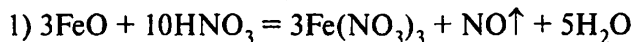


**54.** При электролизе водных растворов солей, образованных металлами, расположенными в ряду активности до алюминия, на катоде происходит восстановление воды и выделяется водород, в растворе накапливается щёлочь (уравнение 1). Концентрированная серная кислота проявляет свойства сильного окислителя и сера в степени окисления +6 переходит, в зависимости от условий, в степени окисления +4, 0 и -2; в HI йод имеет степень окисления -1 и проявляет свойства сильного восстановителя (уравнение 3). Хромат калия  $K_2CrO_4$  проявляет свойства сильного окислителя и переходит в окислительно-восстановительных реакциях преимущественно в степень

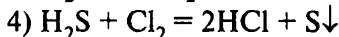
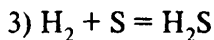
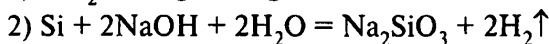
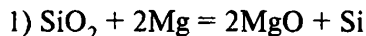
окисления хрома +3; сероводород — восстановитель за счёт  $S^{-2}$  (уравнение 4).



**55.** Азотная кислота обладает окислительными свойствами, соединения  $Fe^{+2}$  проявляют свойства восстановителей, поэтому продуктами реакции будут  $Fe(NO_3)_3$  и  $NO$  (возможно образование  $NO_2$ ) (уравнение 1). Соли  $Fe^{+3}$  являются окислителями и взаимодействуют с железом (восстановитель), образуя  $Fe(NO_3)_2$  (уравнение 2). При нейтрализации раствора будет образовываться нерастворимый  $Fe(OH)_2$  — вещество белого цвета (уравнение 3), которое, взаимодействуя с кислородом воздуха, окисляется до  $Fe(OH)_3$ , имеющего бурый цвет (уравнение 4).

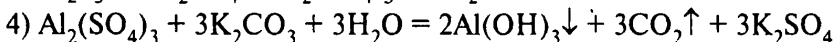
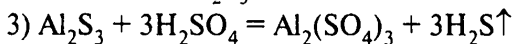
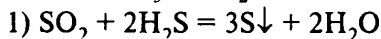


**56.** Сплавление оксида кремния (IV) с магнием — промышленный способ получения кремния (уравнение 1), который растворяется в растворах щелочей с выделением водорода (уравнение 2). Водород может взаимодействовать с серой с образованием сероводорода (уравнение 3). Хлор вытесняет менее активный неметалл серу из сероводорода и сульфидов (уравнение 4).

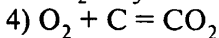
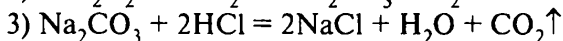
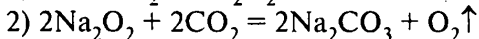
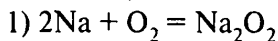


**57.** Сероводород при взаимодействии с оксидом серы (IV) проявляет свойства восстановителя, оксид серы — окислителя, в результате реакции образуется простое вещество — сера (уравнение 1). При взаимодействии металла и неметалла образуется соль

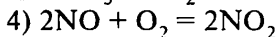
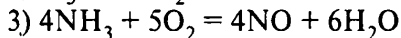
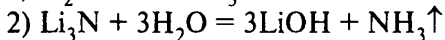
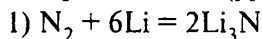
бескислородной кислоты (уравнение 2). Сульфид алюминия растворяется в серной кислоте с выделением сероводорода (бесцветный ядовитый газ с запахом тухлых яиц) и образованием сульфата алюминия (уравнение 3). Сульфат алюминия  $Al_2(SO_4)_3$  образован слабым основанием  $Al(OH)_3$  и сильной серной кислотой, поташ  $K_2CO_3$  — соль сильного основания и слабой угольной кислоты  $H_2CO_3$ ; в растворе будет происходить гидролиз и по катиону, и по аниону и образуются  $Al(OH)_3$  и  $CO_2$  (уравнение 4).



**58.** Газ, поддерживающий горение, — кислород (уравнение 4). Кислород выделяется при взаимодействии пероксида натрия с углекислым газом (уравнение 2); второй продукт реакции — карбонат натрия, реагирующий с кислотами (уравнение 3). При горении металлического натрия преимущественно образуется пероксид натрия (уравнение 1).

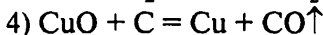
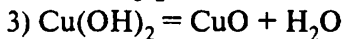
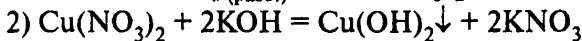
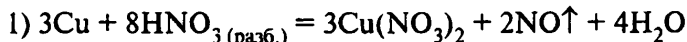


**59.** При взаимодействии азота и лития образуется нитрид лития (уравнение 1), который легко разлагается водой с выделением аммиака (уравнение 2). Аммиак окисляется кислородом в присутствии платинового катализатора до оксида азота (II), не имеющего цвета (уравнение 3). Образование бурого газа  $NO_2$  из  $NO$  происходит легко и самопроизвольно (уравнение 4).

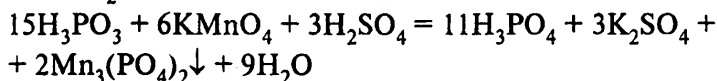
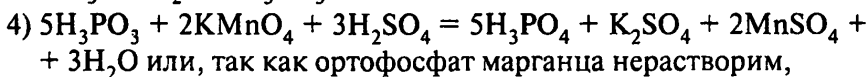
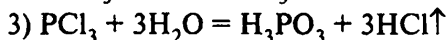
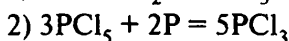


**60.** При растворении мало- и среднеактивных металлов в разбавленной азотной кислоте образуются соль металла и оксид азота (II) (уравнение 1). При взаимодействии растворимых солей

меди с растворами щелочей образуется нерастворимое основание  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — вещество голубого (синего) цвета (уравнение 2). При нагревании нерастворимые основания разлагаются на оксид металла и воду (уравнение 3). Прокаливание оксидов металлов с коксом (сильный восстановитель при высоких температурах) является промышленным способом получения многих металлов, в частности, меди (уравнение 4).



**61.** При сжигании фосфора в избытке хлора образуется соединение фосфора в высшей степени окисления  $\text{P}^{+5}(\text{PCl}_5)$  (уравнение 1), которое может проявлять свойства слабого окислителя и взаимодействовать с фосфором с образованием  $\text{PCl}_3$  (уравнение 2). При гидролизе  $\text{PCl}_3$  выделяется хлороводород (уравнение 3). Образующееся соединение фосфора проявляет свойства восстановителя и окисляется перманганатом калия до фосфорной кислоты (уравнение 4).



**62.** При взаимодействии хлорида железа (II)  $\text{FeCl}_2$  с азотной кислотой, проявляющей свойства сильного окислителя, будет образовываться соль железа в степени окисления +3 и выделяться бурый газ (уравнение 1). Нитрат железа (III) образован слабым основанием  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и сильной кислотой, карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — соль сильного основания и слабой угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; при сливании растворов будет происходить гидролиз как по катиону, так и по аниону (уравнение 2). Нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием оксида металла и воды (уравнение 3). Оксиды мало- и средне- активных металлов восстанавливаются водородом при нагревании до свободных металлов (уравнение 4).

- 1)  $\text{FeCl}_2 + 4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 \uparrow + 2\text{HCl} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{KNO}_3 + 3\text{CO}_2 \uparrow$
- 3)  $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$

**63.** Окрашивают пламя в жёлтый цвет соли натрия. Белый творожистый осадок образуется при взаимодействии солей соляной кислоты и  $\text{AgNO}_3$  (уравнение 1), следовательно, соль — хлорид натрия  $\text{NaCl}$ . Реакция между твёрдым  $\text{NaCl}$  и концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  используется для получения газообразного  $\text{HCl}$  (бесцветный ядовитый газ с резким запахом, очень хорошо растворимый в воде) (уравнение 2). Железо находится в ряду активности левее водорода и может вытеснять его из кислот (уравнение 3). Водород используют для получения (восстановления) металлов из их оксидов (уравнение 4).

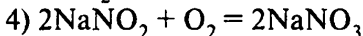
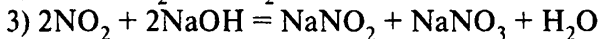
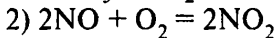
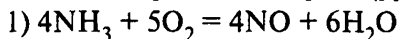
- 1)  $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$
- 2)  $\text{NaCl} (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$  или  
 $2\text{NaCl} (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}), \text{нагрев} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$
- 3)  $2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- 4)  $\text{H}_2 + \text{CuO} = \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$

**64.** Более сильная соляная кислота вытесняет силан  $\text{SiH}_4$  из силицида (уравнение 1). Силан горит на воздухе (самовоспламеняется) с образованием твёрдого вещества  $\text{SiO}_2$  и воды (уравнение 2). При сплавлении оксида кремния с содой или щёлочью образуется растворимый в воде силикат (натрия или калия), который называется «жидкое стекло» (уравнение 3). Кремниевая кислота очень слабая и нерастворима в воде, поэтому при добавлении в раствор жидкого стекла кислот образуется осадок  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (уравнение 4).

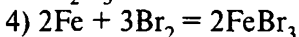
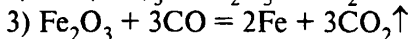
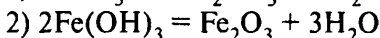
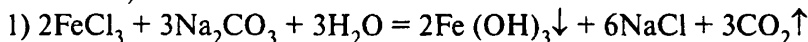
- 1)  $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl} = 2\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4 \uparrow$
- 2)  $2\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
- 4)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$

**65.** Аммиак окисляется кислородом в присутствии платинового катализатора до оксида азота (II), не имеющего цвета (уравнение 1). Образование бурого газа  $\text{NO}_2$ , являющегося смешанным оксидом азотистой и азотной кислот, из  $\text{NO}$  происходит легко

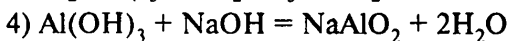
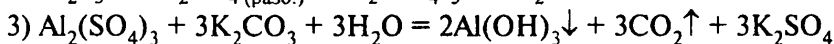
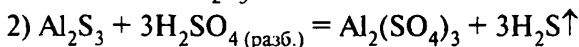
и самопроизвольно (уравнение 2). При поглощении бурого газа раствором щёлочи образуется смесь двух солей — нитрита и нитрата (уравнение 3). Так как в условии указано использование большого избытка воздуха, то при выпаривании раствора, будет происходить окисление нитрита до нитрата (уравнение 4).



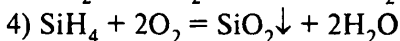
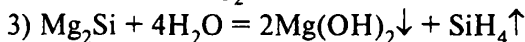
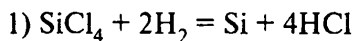
**66.** Хлорид железа (III) образован слабым основанием  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и сильной кислотой, карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — соль сильного основания и слабой угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; при сливании растворов будет происходить гидролиз как по катиону, так и по аниону (уравнение 1). Нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием оксида металла и воды (уравнение 2). Восстановление оксидов мало- и средне- активных металлов угарным газом при нагревании до свободных металлов является промышленным способом получения многих металлов, в частности, железа (уравнение 3). При взаимодействии железа с бромом или хлором (сильные окислители) образуются соединения железа в степени окисления +3 (уравнение 4).



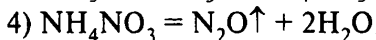
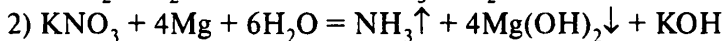
**67.** При взаимодействии металла и неметалла образуется соль бескислородной кислоты (уравнение 1). Сульфид алюминия растворяется в разбавленной серной кислоте с выделением сероводорода (бесцветный ядовитый газ с запахом тухлых яиц) и образованием сульфата алюминия (уравнение 2). Сульфат алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  образован слабым основанием  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и сильной серной кислотой, карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — соль сильного основания и слабой угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; в растворе будет происходить гидролиз и по катиону, и по аниону и образуются  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{CO}_2$  (уравнение 3). При нагревании гидроксида алюминия с твёрдым едким натром образуется метаалюминат натрия (уравнение 4).



**68.** Хлорид кремния восстанавливается водородом (уравнение 1). Неметалл кремний реагирует с металлическим магнием с образованием силицида магния (уравнение 2), который гидролизуется водой (уравнение 3) с выделением самовоспламеняющегося на воздухе силана (уравнение 4).

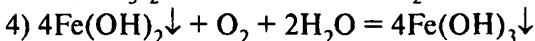
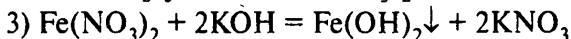
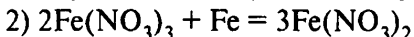


**69.** Бурый газ, или оксид азота (IV), — смешанный ангидрид азотистой  $HNO_2$  и азотной  $HNO_3$  кислот. При поглощении бурого газа раствором щёлочи должна образовываться смесь солей обеих кислот, однако в присутствии избытка воздуха будет происходить окисление нитрита до нитрата (уравнение 1). При взаимодействии магния с водой выделяется атомарный водород, который является сильным восстановителем, и произойдёт восстановление  $NO_3^-$  до  $NH_3$  (уравнение 2). Выделяющийся аммиак нейтрализует кислоты, образуя соли аммония (уравнение 3). Нитрат аммония разлагается при нагревании на «веселящий газ»  $N_2O$  и воду (уравнение 4).

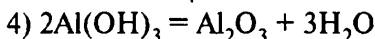
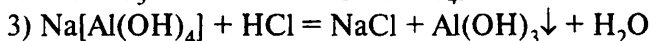
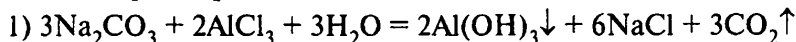


**70.** Железную окалину  $Fe_3O_4$  рассматривают или как смешанный оксид  $FeO \cdot Fe_2O_3$ , или как железную соль железистой кислоты  $Fe(FeO_2)_2$ ; в любом случае она содержит железо в степени окисления +2, которое является восстановителем и будет окисляться концентрированной азотной кислотой (уравнение 1). В нитрате железа (III) железо проявляет свойства окислителя и может взаимодействовать с восстановителями, в частности окисляя металлические

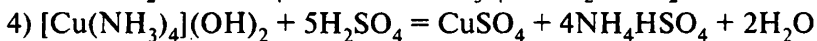
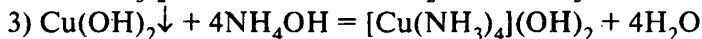
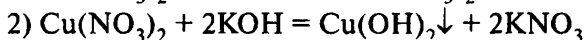
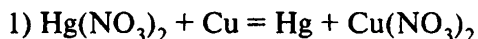
железо (уравнение 2) и медь, анионами  $I^-$  и  $S^{2-}$ . При действии на растворимые соли железа (II) растворов щелочей в осадок выпадает гидроксид железа (II), имеющий белый (светло-зелёный) цвет (уравнение 3), который в присутствии кислорода воздуха быстро окисляется до имеющего бурый цвет  $Fe(OH)_3$  (уравнение 4).



71. Кальцинированная сода  $Na_2CO_3$  образована сильным основанием и слабой кислотой  $H_2CO_3$ , хлорид алюминия  $AlCl_3$  — соль слабого амфотерного основания  $Al(OH)_3$  и сильной соляной кислоты; при сливании растворов этих веществ будет происходить необратимый гидролиз по катиону и по аниону и образуются  $Al(OH)_3\downarrow$  и  $CO_2\uparrow$  (уравнение 1).  $Al(OH)_3$  — амфотерное основание, растворяется в растворах щелочей с образованием комплексной соли (уравнение 2). Добавление в полученный раствор кислоты разрушает гидроксокомплекс и образуется нерастворимый  $Al(OH)_3$  (уравнение 3), который разлагается при нагревании на оксид алюминия и воду (уравнение 4).

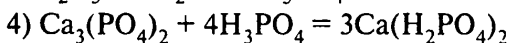
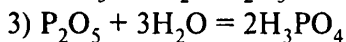
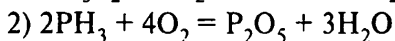
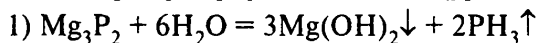


72. Более активный металл (медь) будет вытеснять менее активный металл (ртуть) из её соединений (уравнение 1). При добавлении щёлочи в раствор соли меди будет образовываться нерастворимое основание  $Cu(OH)_2$  (уравнение 2), которое растворяется в избытке аммиака и образуется комплексное соединение, имеющее сине-фиолетовую окраску (уравнение 3). Комплексное соединение разрушается в присутствии сильной кислоты, более прочно связывающей аммиак, и цвет раствора изменится (уравнение 4).

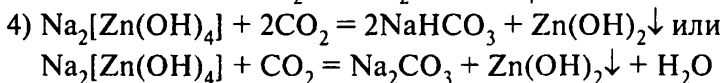
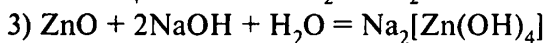
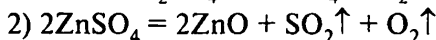
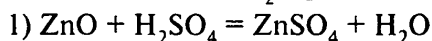




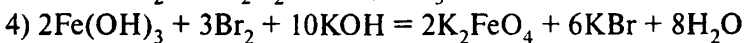
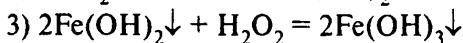
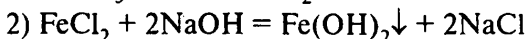
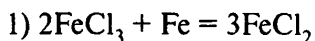
**73.** Фосфид магния гидролизуется водой (уравнение 1) с выделением фосфина  $\text{PH}_3$ , бесцветного газа с чесночным запахом, самовоспламеняющегося и горящего на воздухе (уравнение 2). Оксид фосфора (V) взаимодействует с избытком воды и образует ортофосфорную кислоту (уравнение 3). Двойной суперфосфат — кислая соль ортофосфорной кислоты, растворимая в воде; его получают из фосфата кальция и ортофосфорной кислоты (уравнение 4).



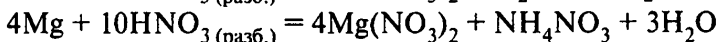
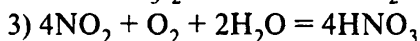
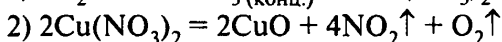
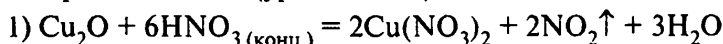
**74.** Оксид цинка — амфотерный оксид, взаимодействует с сильной серной кислотой с образованием соли (уравнение 1). Сульфаты многих металлов при высоких температурах разлагаются по окислительно-восстановительному типу с образованием оксида металла, оксида серы (IV) и кислорода, напоминая распад нитратов соответствующих металлов (уравнение 2). Оксид цинка — амфотерный оксид и растворяется в щелочах с образованием комплексного цинката (уравнение 3). При пропускании через воду углекислого газа образуется угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , которая разрушает цинкат и происходит осаждение  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  (уравнение 4).



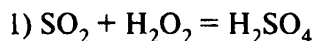
**75.** В хлориде железа (III) железо проявляет свойства окислителя и может взаимодействовать с восстановителями, в частности, окисляя металлическое железо (уравнение 1). При действии на растворимые соли железа (II) растворов щелочей в осадок выпадает гидроксид железа (II), имеющий белый (светло-зелёный) цвет (уравнение 2), последний сильными окислителями, например перекисью водорода, быстро окисляется до имеющего бурый цвет  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (уравнение 3). Бром в щелочных растворах проявляет свойства очень сильного окислителя и будет окислять  $\text{Fe}^{+3}$  до  $\text{Fe}^{+6}$  (уравнение 4).

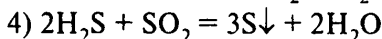
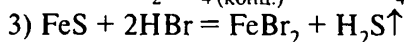
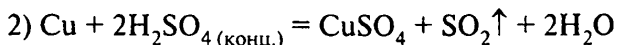


76. Медь образует два ряда соединений — в степенях окисления +1 и +2 (более характерная), поэтому при взаимодействии  $\text{Cu}_2\text{O}$  с концентрированной азотной кислотой будет происходить окисления  $\text{Cu}^{+1}$  до  $\text{Cu}^{+2}$  и образуется нитрат меди (II) (уравнение 1). Нитраты, образованные металлами, находящимися в ряду активности от магния до меди, разлагаются с образованием оксида металла, оксида азота (IV) и кислорода (уравнение 2).  $\text{NO}_2$  — смешанный оксид азотистой и азотной кислот, однако при поглощении  $\text{NO}_2$  водой в присутствии избытка кислорода происходит окисление  $\text{HNO}_2$  до  $\text{HNO}_3$  и образуется только азотная кислота (уравнение 3). Так как, по условию, бурый газ поглощался большим количеством воды, то образовалась очень разбавленная азотная кислота и активный металл магний будет восстанавливать её до «веселящего» газа или нитрата аммония (уравнение 4).

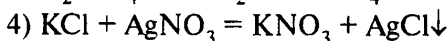
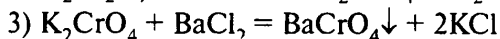
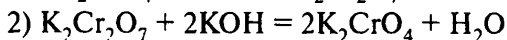
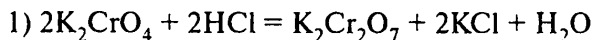


77. В сернистом газе  $\text{SO}_2$  степень окисления серы +4, при взаимодействии с сильными окислителями сера будет проявлять свойства восстановителя и переходить в степень окисления +6 (уравнение 1). После выпаривания воды останется концентрированная серная кислота, и медь (малоактивный металл) будет восстанавливать  $\text{S}^{+6}$  до  $\text{S}^{+4}$  (уравнение 2). Взаимодействие сульфида железа с раствором кислоты — один из лабораторных способов получения сероводорода (уравнение 3). При взаимодействии сероводорода, содержащего серу в степени окисления -2 и проявляющего свойства восстановителя, и оксида серы (IV), проявляющего свойства окислителя, будет выделяться простое вещество сера (уравнение 4).

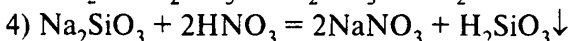
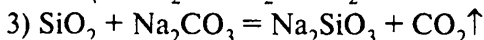
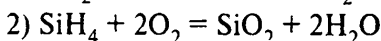
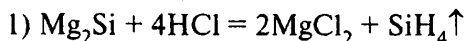




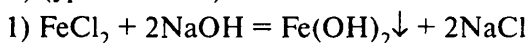
**78.** В фиолетовый цвет окрашивают пламя соли калия. Изменение окраски с жёлтой на оранжевую при добавлении кислоты и обратно при добавлении щёлочи характерно для солей хромовой кислоты (уравнения 1 и 2). При добавлении в раствор хромата соли бария образуется осадок  $\text{BaCrO}_4$  жёлтого цвета (уравнение 3) и в растворе остаётся хлорид калия, взаимодействующий с нитратом серебра (уравнение 4).

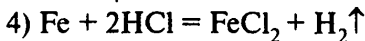
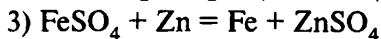


**79.** При взаимодействии силицида магния с соляной кислотой (сильная кислота) выделяется силан  $\text{SiH}_4$ , самовоспламеняющийся газ (уравнения 1 и 2). При сплавлении оксида кремния (кислотный оксид) с карбонатом натрия вытесняется более летучий оксид  $\text{CO}_2$  и образуется силикат натрия («жидкое стекло») (уравнение 3). При добавлении в раствор жидкого стекла более сильных, чем кремниевая, кислот происходит её вытеснение из соли (уравнение 4).

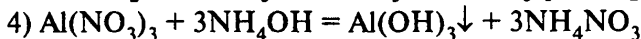
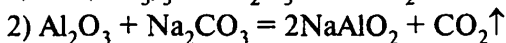
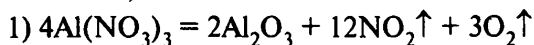


**80.** Взаимодействие растворимых солей со щелочами является способом получения нерастворимых оснований (уравнение 1). Нерастворимые основания реагируют с растворами кислот с образованием солей (уравнение 2). Цинк более активный металл, чем железо, поэтому вытесняет (восстанавливает) его из соединений (уравнение 3). При растворении железа в соляной кислоте любой концентрации окислителем является катион  $\text{H}^+$  и образуется хлорид железа (II) (уравнение 4).

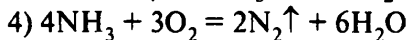
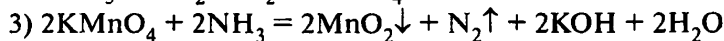
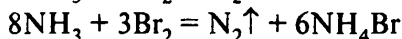
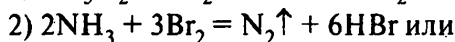
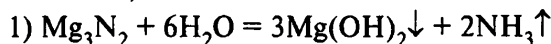




**81.** Термическое разложение нитратов металлов, расположенных между алюминием и медью в ряду активности, происходит с образованием оксида металла, оксида азота (IV) и кислорода (уравнение 1). При сплавлении амфотерного оксида алюминия с карбонатами и гидроксидами активных металлов образуется метаалюминат (уравнение 2). Сильные кислоты разрушают метаалюминат с образованием двух солей (уравнение 3). При действии на соли алюминия раствора аммиака образуется нерастворимый гидроксид алюминия (уравнение 4).

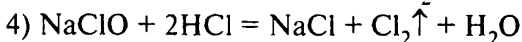
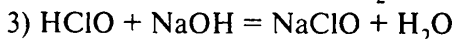
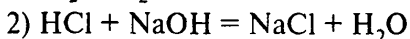
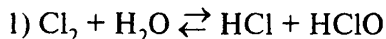


**82.** Нитрид магния гидролизуется водой с выделением аммиака (уравнение 1). Аммиак содержит азот в степени окисления  $-3$  и проявляет свойства восстановителя. При горении аммиака образуется свободный азот  $\text{N}_2$ , в котором степень окисления азота равна нулю (уравнение 4), следовательно, и при взаимодействии с бромом, и при взаимодействии с раствором перманганата калия будет выделяться газообразный азот. Если в качестве окислителя использовать бром, то бром будет переходить в степень окисления  $-1$  (уравнение 2). Перманганат калия в нейтральных средах восстанавливается до  $\text{MnO}_2$  (уравнение 3).

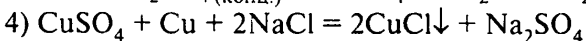
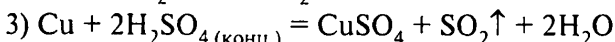
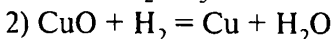
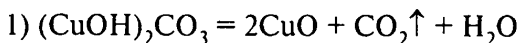


**83.** В хлорной воде (раствор хлора в воде) устанавливается равновесие между молекулярным хлором и двумя кислотами — хлорноватистой и хлороводородной, поэтому сохраняется запах хлора

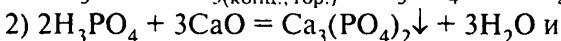
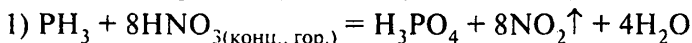
(уравнение 1). При подщелачивании кислоты реагируют со щелочами, и положение равновесия, в соответствии с принципом Ле-Шателье, смещается вправо и запах хлора исчезает (уравнения 2 и 3). При добавлении в раствор, содержащий гипохлорит натрия, соляной кислоты происходит окислительно-восстановительное взаимодействие и образуется большое количество свободного хлора (уравнение 4).

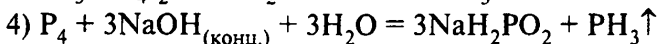
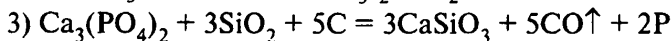
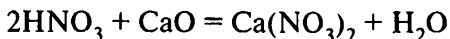


**84.** Малахит, или основной карбонат меди (II),  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  при нагревании разлагается с образованием  $\text{CuO}$  (твёрдое вещество чёрного цвета),  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  (уравнение 1). Водород используется для восстановления из оксидов мало- и средне-активных металлов (уравнение 2). В концентрированной серной кислоте окислительные свойства проявляет  $\text{S}^{+6}$ , восстанавливаясь малоактивными металлами до  $\text{S}^{+4}\text{O}_2$  (уравнение 3). Медь образует два ряда соединений — в степенях окисления +1 и +2, поэтому при взаимодействии с восстановителями соединения  $\text{Cu}^{+2}$  могут проявлять свойства окислителей и в присутствии  $\text{NaCl}$  образуется малорастворимая соль  $\text{CuCl}$  (уравнение 4).

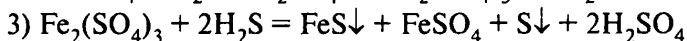
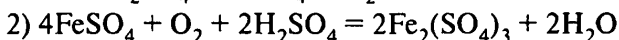
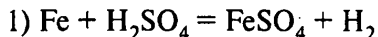


**85.** Фосфин  $\text{PH}_3$  содержит фосфор в степени окисления  $-3$  и будет окисляться концентрированной азотной кислотой (уравнение 1). Оксид кальция (негашёная известь) будет реагировать с обеими имеющимися в растворе кислотами (уравнение 2), при этом в осадок выпадает нерастворимый в воде  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Нагревание фосфата кальция с коксом и песком — промышленный способ получения фосфора (уравнение 3). В растворах щелочей фосфор вступает в реакцию диспропорционирования (уравнение 4).

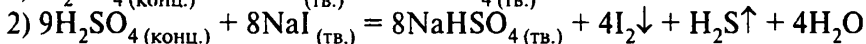
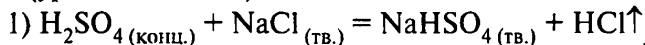




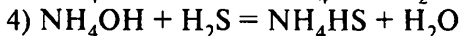
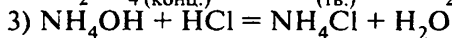
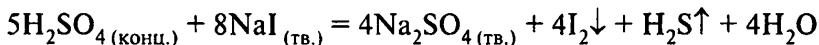
**86.** При растворении железа в разбавленной серной кислоте окислителем является катион  $\text{H}^+$  и образуется сульфат железа (II) (уравнение 1). Соли железа (II) легко окисляются различными окислителями, в том числе кислородом воздуха, до солей железа (III) (уравнение 2). Соединения железа (III) проявляют окислительные свойства по отношению к сильным восстановителям, в частности, окисляют сульфид-ион  $\text{S}^{2-}$  до серы (уравнение 3). В составе сульфида железа (II) содержится два восстановителя —  $\text{Fe}^{+2}$  и  $\text{S}^{-2}$ , поэтому при взаимодействии с горячей концентрированной азотной кислотой будут образовываться соли железа (III) и соединения серы в более высоких степенях окисления (уравнение 4).



**87.** Взаимодействие концентрированной серной кислоты с твёрдым хлористым натрием — лабораторный способ получения газообразного хлороводорода (уравнение 1). Йодид натрия будет окисляться концентрированной серной кислотой, которая восстанавливается до сероводорода (уравнение 2). При взаимодействии как хлороводорода, так и сероводорода с раствором аммиака будут образовываться соли (уравнения 3 и 4).

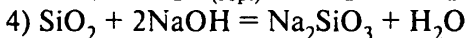
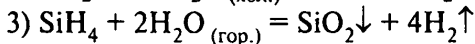
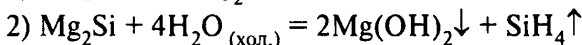
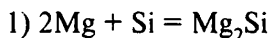


или

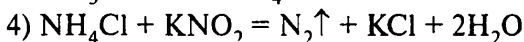
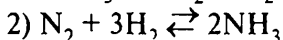
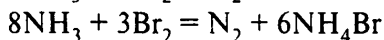
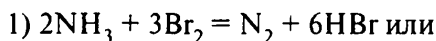


**88.** При сплавлении магнезия и кремния образуется силицид магнезия (уравнение 1), который будет гидролизироваться водой с образованием нерастворимого  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и газообразного силана  $\text{SiH}_4$  (уравнение 2). Горячей водой силан разлагается с образованием водорода

и твёрдого диоксида кремния (уравнение 3). При сплавлении диоксида кремния с гидроксидом натрия будет образовываться силикат натрия, используемый в промышленности под названием «жидкое стекло» (уравнение 4).



**89.** Бром проявляет свойства окислителя, аммиак содержит азот в степени окисления  $-3$  и является восстановителем, газ, входящий в состав атмосферы, — азот  $\text{N}_2$  (уравнение 1). Взаимодействие азота с водородом в присутствии платинового или железного катализатора — промышленный способ получения аммиака (уравнение 2). При взаимодействии аммиака с кислотами образуются соли аммония (уравнение 3). При добавлении в раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$  раствора  $\text{KNO}_2$  (или другого нитрита) последний проявляет свойства окислителя, катион аммония — восстановителя, происходит окислительно-восстановительная реакция и выделяется азот (уравнение 4).



**90.** При взаимодействии малоактивных металлов с разбавленной  $\text{HNO}_3$  азот, имевший в кислоте степень окисления  $+5$  ( $\text{N}^{+5}$ ), восстанавливается до степени окисления  $+2$  и выделяется  $\text{NO}$  (уравнение 1). При электролизе солей кислородсодержащих кислот на аноде происходит окисление молекул воды и выделяется газообразный кислород, в растворе накапливается соответствующая кислота (уравнение 2). При взаимодействии натрия с кислородом преимущественно образуется пероксид натрия (уравнение 3), который реагирует с углекислым газом с выделением кислорода (уравнение 4); последняя реакция используется для регенерации атмосферы в замкнутых объёмах (подводные лодки, космические корабли, изолирующие противогазы).

- 1)  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{Cu}(\text{NO}_3) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CuO} + \text{O}_2\uparrow + 4\text{HNO}_3$
- 3)  $\text{O}_2 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{O}_2$
- 4)  $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$

**91.** Так как при действии на неизвестное вещество соляной кислоты выделяется сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  (газ с запахом тухлых яиц), то вещество — сульфид (уравнение 1). Нерастворимое вещество белого цвета, образующееся при нейтрализации раствора соли щёлочью, — гидроксид железа (II) (уравнение 2). При обжиге сульфида железа образуется  $\text{SO}_2$  (уравнение 3).  $\text{SO}_2$  — газ, имеющий характерный резкий запах, проявляет свойства восстановителя и взаимодействует с бромной водой (окислитель) с образованием смеси бромоводородной и серной кислот (уравнение 4).

- 1)  $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
- 2)  $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
- 3)  $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2\uparrow$
- 4)  $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$

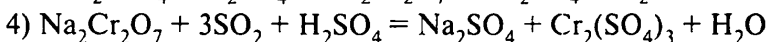
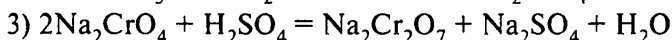
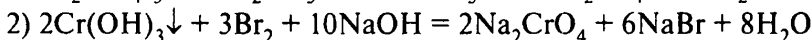
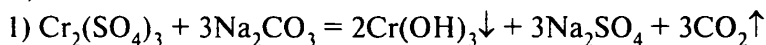
**92.** Магний при нагревании может взаимодействовать с газообразным аммиаком с образованием нитрида магния (уравнение 1). При взаимодействии нитрида магния с бромоводородной кислотой будут образовываться бромид магния и бромид аммония (уравнение 2). При нагревании бромид аммония начнёт разлагаться на аммиак и бромоводород (уравнение 3) и в остатке будет находиться только  $\text{MgBr}_2$ . При взаимодействии  $\text{MgBr}_2$  с раствором щёлочи будет осаждаться малорастворимый гидроксид магния (уравнение 4).

- 1)  $2\text{NH}_3 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$
- 2)  $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 8\text{HBr} = 3\text{MgBr}_2 + 2\text{NH}_4\text{Br}$
- 3)  $\text{NH}_4\text{Br} = \text{NH}_3\uparrow + \text{HBr}\uparrow$
- 4)  $\text{MgBr}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaBr}$

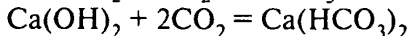
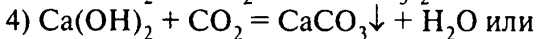
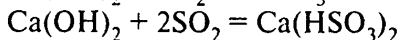
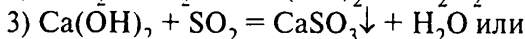
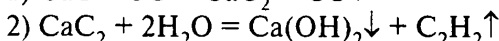
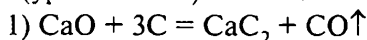
**93.**  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  образован слабым основанием  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и сильной кислотой, карбонат натрия образован сильным основанием и слабой угольной кислотой  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; в полученном при смешивании растворе будет протекать гидролиз и по катиону, и по аниону (уравнение 1). Бром в растворе щёлочи является сильным окислителем и окисляет



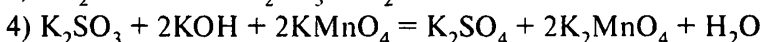
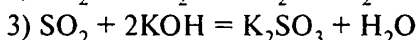
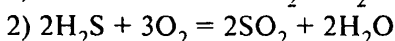
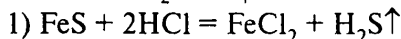
$\text{Cr}(\text{OH})_3$  до  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  — вещества жёлтого цвета (уравнение 2), при добавлении кислоты превращающегося в  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (уравнение 3). Оксид серы (IV) окисляется бихроматом натрия (сильный окислитель) до соединения, содержащего серу в степени окисления +6 (уравнение 4).



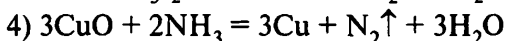
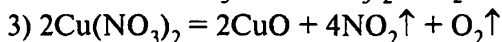
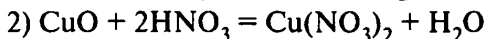
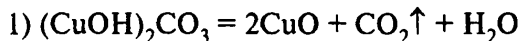
**94.** Прокаливание негашёной извести с коксом — промышленный способ получения карбида кальция (уравнение 1). При гидролизе карбида кальция выделяется ацетилен и образуется гидроксид кальция (уравнение 2), который, являясь щёлочью, может реагировать с кислотными оксидами — сернистым (уравнение 3) и углекислым (уравнение 4) газами.



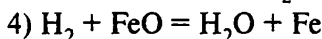
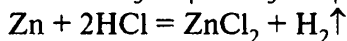
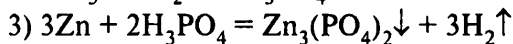
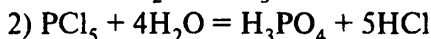
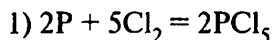
**95.** Взаимодействие  $\text{FeS}$  с сильными кислотами — лабораторный способ получения сероводорода (уравнение 1). При горении сероводорода образуются вода и оксид серы (IV) (уравнение 2).  $\text{SO}_2$  — кислотный оксид, соответствующий двухосновной сернистой кислоте, поэтому при взаимодействии с избытком раствора щёлочи образуется средняя соль  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (уравнение 3), которая проявляет свойства восстановителя и взаимодействует с перманганатом калия (уравнение 4); перманганат калия в щелочных средах восстанавливается до манганата  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , имеющего зелёный цвет.



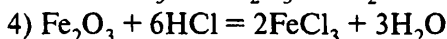
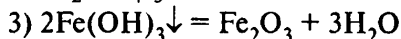
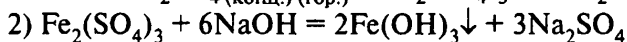
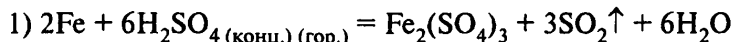
96. Малахит  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  при нагревании разлагается с образованием основного оксида  $\text{CuO}$  (твёрдое вещество чёрного цвета),  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  (уравнение 1). Основные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей (уравнение 2). Нитрат меди (II) разлагается при нагревании на оксид меди, оксид азота (IV) и кислород (уравнение 3). Аммиак, содержащий азот в степени окисления  $-3$ , может проявлять свойства восстановителя и восстанавливает при нагревании некоторые металлы из их оксидов (уравнение 4).



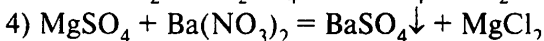
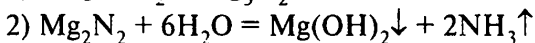
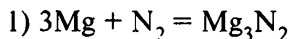
97. При горении фосфора в избытке хлора образуется  $\text{PCl}_5$  (уравнение 1). Гидролиз в избытке воды пятихлористого фосфора приводит к образованию смеси ортофосфорной и соляной кислот (уравнение 2). Цинк — металл, находящийся в ряду активности левее водорода, может вытеснять водород из кислот (уравнение 3). Водород используется для восстановления металлов из их оксидов (уравнение 4).



98. Металл — железо. Аморфный осадок бурого цвета, который образуется при добавлении едкого натра в раствор, полученный при нагревании железа с концентрированной серной кислотой (уравнение 1), — гидроксид железа (III) (уравнение 2). Нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием воды и оксида металла (уравнение 3). Оксиды металлов растворяются в кислотах с образованием соответствующих солей (уравнение 4).

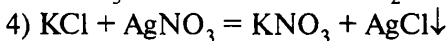
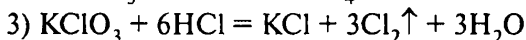
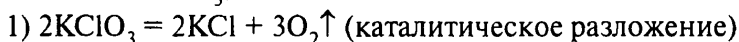


99. При нагревании магния в атмосфере азота будет образовываться нитрид магния (уравнение 1), который гидролизуется водой (уравнение 2), при этом аммиак улетучивается, так как, по условию, использовалась кипящая вода. Гидроксид магния будет растворяться в серной кислоте (уравнение 3), а из полученного раствора при добавлении нитрата бария будет выделяться сульфат бария (уравнение 4).



100. В фиолетовый цвет окрашивают пламя соли калия. Так как при взаимодействии бинарной соли Б с нитратом серебра образовался белый творожистый осадок, то в ней присутствуют хлорид-анионы  $\text{Cl}^-$ , то есть формула соли —  $\text{KCl}$  (уравнение 4). В состав соли А входят калий, хлор и кислород, так как при её разложении выделился газ, входящий в состав воздуха и поддерживающий горение. Формула соли А —  $\text{KClO}_3$ : при каталитическом разложении образуются хлорид калия и кислород (уравнение 1); при термическом разложении без катализатора происходит реакция диспропорционирования и образуются хлорид и перхлорат калия (уравнение 2). Хлорат калия проявляет окислительные свойства, и при взаимодействии с соляной кислотой выделяется жёлто-зелёное ядовитое газообразное вещество хлор (уравнение 3).

Соль А —  $\text{KClO}_3$ , соль Б —  $\text{KCl}$ .



101. При добавлении в раствор, содержащий  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , гидроксида натрия будет выделяться в осадок нерастворимое основание  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (уравнение 1), которое при нагревании разлагается на оксид алюминия и воду (уравнение 2). Оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — амфотерный оксид и будет взаимодействовать при нагревании с карбонатом натрия, образуя метаалюминат натрия (уравнение 3). При внесении метаалюмината в избыток раствора кислоты будут образовываться две соли (уравнение 4).

- 1)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 2)  $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$
- 4)  $2\text{NaAlO}_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

**102.** При сплавлении магния и кремния образуется силицид магния (уравнение 1), который будет гидролизываться водой с образованием нерастворимого  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и газообразного силана  $\text{SiH}_4$  (уравнение 2). Гидроксид магния растворяется в кислотах (уравнение 3), а силан проявляет сильные восстановительные свойства (в его состав входит  $\text{Si}^{-4}$ ) и будет окисляться раствором перманганата калия, который в нейтральных средах восстанавливается до  $\text{MnO}_2$  (уравнение 4).

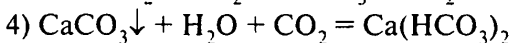
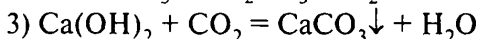
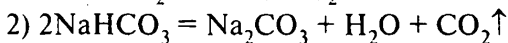
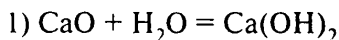
- 1)  $2\text{Mg} + \text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$
- 2)  $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SiH}_4\uparrow$
- 3)  $\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $3\text{SiH}_4 + 8\text{KMnO}_4 = 8\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{SiO}_2\downarrow + 8\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$

**103.** При нагревании оксидов металлов, в частности, железной окалины  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , с водородом происходит восстановление металлов (уравнение 1). Железо пассивируется холодной концентрированной серной кислотой, но растворяется в горячей (уравнение 2). Сульфат железа (III) реагирует с хлоридом бария с образованием нерастворимого сульфата бария (уравнение 3), в фильтрате будет находиться хлорное железо. Хлорид железа (III) проявляет свойства окислителя и растворяет медь (уравнение 4); последняя реакция широко используется в радиотехнической промышленности.

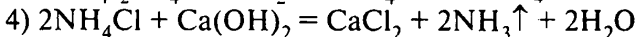
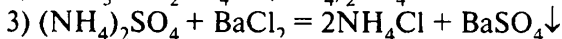
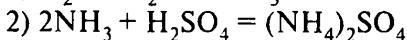
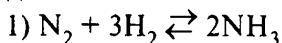
- 1)  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}_2 = 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}(\text{гор.}) = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{FeCl}_3$
- 4)  $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} = 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$

**104.** Взаимодействие оксида кальция (негашёной извести) с водой — способ получения гидроксида кальция (гашёной извести) (уравнение 1). Прокаливание (кальцинирование) пищевой соды — промышленный способ получения карбоната натрия (уравнение 2). При пропускании углекислого газа через раствор гашёной извести выделяется осадок белого цвета (уравнение 3), который растворяется

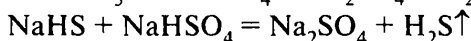
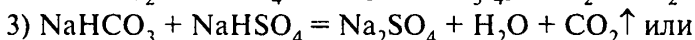
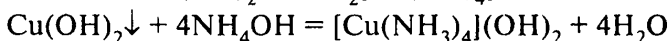
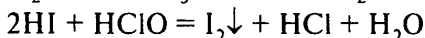
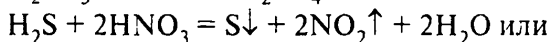
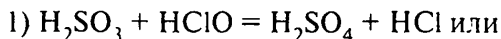
при пропускании избытка газа в результате образования гидрокарбоната кальция (уравнение 4).

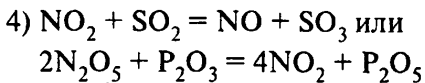


**105.** Взаимодействие водорода и азота при высокой температуре при участии платинового или железного катализатора — промышленный способ получения аммиака (уравнение 1). При взаимодействии аммиака с кислотами образуются соли аммония (уравнение 2). Хлорид бария взаимодействует с солями серной кислоты, и в осадок выпадает сульфат бария (уравнение 3), в растворе остаётся соль аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . При нагревании солей аммония со щелочами происходит выделение аммиака (уравнение 4) — ядовитого бесцветного газа с резким характерным запахом, очень хорошо растворимого в воде.

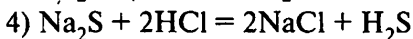
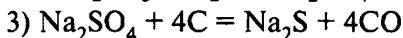
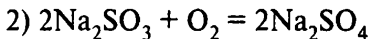
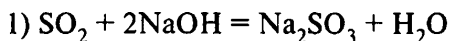


**106.** Две кислоты и два кислотных оксида могут реагировать друг с другом, если между ними осуществляется не кислотно-основное, а окислительно-восстановительное взаимодействие (уравнения 1 и 4). Два вещества, относящиеся к классу оснований, могут взаимодействовать друг с другом с образованием комплексных соединений (уравнение 2). Две кислые соли могут взаимодействовать между собой, если более сильная кислота будет вытеснять более слабую из её соли (уравнение 3).

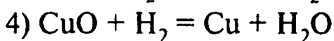
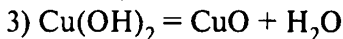
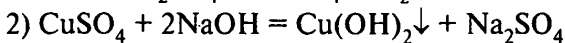
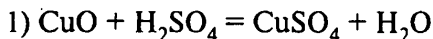




**107.** Оксиду серы (IV)  $\text{SO}_2$  соответствует сернистая кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , поэтому при поглощении сернистого газа избытком щёлочи образуется  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (уравнение 1). В сульфите натрия сера имеет степень окисления +4 и в присутствии кислорода воздуха (или других окислителей) переходит в серу в степени окисления +6 (уравнение 2). Так как после добавления кислоты к продукту, образовавшемуся при нагревании сульфата натрия с коксом, выделяется сероводород (газ с запахом тухлых яиц) (уравнение 4), то происходит восстановление сульфата натрия в соответствии с уравнением (3).



**108.** Голубой цвет в растворе имеют соли меди. Соли можно получить при взаимодействии кислот с оксидами металлов (уравнение 1); оксид меди (II) имеет чёрный цвет. Взаимодействие растворимых солей со щелочами — способ получения нерастворимых оснований, в частности, гидроксида меди (II) (уравнение 2). При нагревании нерастворимые основания разлагаются с образованием оксида металла и воды (уравнение 3). Восстановление оксидов металлов водородом — способ получения многих металлов (уравнение 4).



**109.** При горении фосфора в избытке хлора образуется хлорид фосфора (V) (уравнение 1), при гидролизе которого небольшим количеством воды будут образовываться метафосфорная кислота и выделяться газообразный хлороводород (уравнение 2). Железо, как металл, расположенный в ряду активности левее водорода, вытесняет водород из растворов кислот (уравнение 3). Водород восстанавливает металлы из их оксидов (уравнение 4).

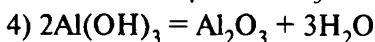
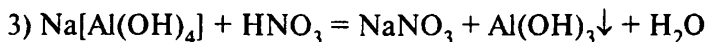
- 1)  $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$
- 2)  $PCl_5 + 3H_2O = HPO_3 + 5HCl \uparrow$
- 3)  $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2 \uparrow$
- 4)  $H_2 + CuO = H_2O + Cu$

**110.** 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 (уравнение 1); на аноде происходит окисление анионов бескислородных кислот, в частности выделяется  $Cl_2$ .  $Fe(OH)_3$  — амфотерное основание, нерастворимое вещество бурого цвета; амфотерные основания могут растворяться в растворах щелочей с образованием комплексных солей (уравнение 2). При добавлении к раствору, содержащему гидроксокомплекс, избытка кислоты происходит разрушение гидроксокомплекса и образуются две соли (уравнение 3). При пропускании хлора через горячий раствор щёлочи в результате диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) образуются соли хлороводородной (соляной) и хлорноватой кислот (уравнение 4).

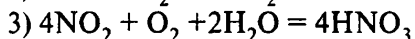
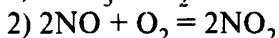
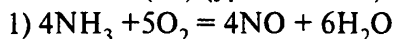
- 1)  $4FeCl_3 + 6H_2O = 2Fe + 3H_2 \uparrow + 6Cl_2 \uparrow + 2Fe(OH)_3 \downarrow$
- 2)  $Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaOH = Na_3[Fe(OH)_6]$
- 3)  $2Na_3[Fe(OH)_6] + 12H_2SO_4 = 3Na_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + 12H_2O$
- 4)  $3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$

**111.** Карбонат натрия  $Na_2CO_3$  образован сильным основанием и слабой угольной кислотой,  $AlCl_3$  — соль слабого основания  $Al(OH)_3$  и сильной кислоты; при совместном присутствии в растворе будет происходить гидролиз по аниону слабой кислоты и по катиону слабого основания (уравнение 1). Гидроксид алюминия растворяется в щелочах с образованием комплексных алюминатов (уравнение 2). При нейтрализации раствора, содержащего тетрагидроксоалюминат натрия  $Na[Al(OH)_4]$ , будет выделяться осадок  $Al(OH)_3$  (уравнение 3). Нерастворимые основания разлагаются при нагревании с образованием оксида металла и воды (уравнение 4).

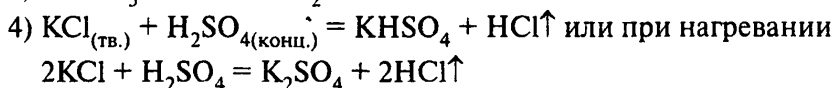
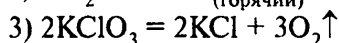
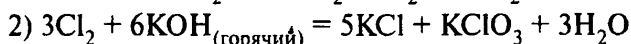
- 1)  $3Na_2CO_3 + 2AlCl_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 6NaCl + 3CO_2 \uparrow$
- 2)  $Al(OH)_3 \downarrow + NaOH = Na[Al(OH)_4]$



112. В задаче описан промышленный способ получения азотной кислоты каталитическим окислением аммиака (уравнение 1). На второй стадии процесса оксид азота (II) самопроизвольно окисляется до  $\text{NO}_2$  (уравнение 2), который в присутствии избытка воздуха поглощается водой (уравнение 3). При взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой образуются нитрат меди (II), вода и оксид азота (IV) (уравнение 4).



113. Ядовитый газ жёлто-зелёного цвета — хлор. Уравнение (1) описывает лабораторный способ получения хлора. При взаимодействии хлора с горячим раствором едкого кали происходит реакция диспропорционирования хлора и образуются хлорид калия  $\text{KCl}$  и хлорат калия  $\text{KClO}_3$  (уравнение 2). При разложении в присутствии катализатора  $\text{MnO}_2$  бертолетова соль разлагается на хлорид калия и кислород — бесцветный газ, входящий в состав воздуха (уравнение 3). Взаимодействие твёрдых хлоридов, например  $\text{KCl}$ , с концентрированной серной кислотой является лабораторным способом получения хлороводорода, раствор которого в воде называется хлороводородной, или соляной, кислотой (уравнение 4).



114. При взаимодействии кремния с хлором образуется тетрахлорид кремния (уравнение 1), который разлагается водой с образованием оксида кремния и хлороводорода (уравнение 2). При сплавлении оксида кремния как с едким натром (уравнение 3), так и с кальцинированной содой (уравнение 4) образуется силикат натрия, раствор которого называется «жидким стеклом».



- 1)  $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$
- 2)  $\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{HCl}$
- 3)  $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$

115. Железо растворяется в соляной кислоте, независимо от её концентрации, с образованием хлористого железа  $\text{FeCl}_2$  (уравнение 1). При добавлении к раствору  $\text{FeCl}_2$  гидроксида натрия образуется осадок гидроксида железа (II) (уравнение 2), который на воздухе окисляется до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (уравнение 3), имеющего бурый цвет. Нерастворимые основания реагируют с кислотами с образованием солей (уравнение 4).

- 1)  $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- 2)  $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
- 3)  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
- 4)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

116. Газ с резким запахом, который может восстанавливать металлы из их оксидов (уравнение 4), — аммиак (уравнение 3). Вещество оранжевого цвета, которое разлагается с выделением азота (бесцветный газ) и  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (твёрдое вещество зелёного цвета), — дихромат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (уравнение 1). Литий легко взаимодействует с азотом (уравнение 2), при взаимодействии нитрида лития с водой выделяется аммиак (уравнение 3).

- 1)  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{N}_2 + 6\text{Li} = 2\text{Li}_3\text{N}$
- 3)  $\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3\uparrow$
- 4)  $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$

117. Газ с запахом тухлых яиц — сероводород, проявляет восстановительные свойства и реагирует с концентрированной серной кислотой, окислительные свойства которой определяет  $\text{S}^{+6}$  (уравнение 1). Выделяющаяся сера окисляется концентрированной азотной кислотой с образованием серной кислоты и выделением  $\text{NO}_2$  (уравнение 2). При растворении  $\text{NO}_2$  в воде в отсутствие кислорода образуется азотная кислота и выделяется оксид азота (II) (уравнение 3). Медь растворяется в разбавленной азотной кислоте с выделением оксида азота (II), образованием нитрата меди (II) и воды (уравнение 4).

- 1)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{S} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}\uparrow$
- 4)  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

**118.** В концентрированной серной кислоте окислительные свойства проявляет сера в степени окисления +6. Железо пассивируется в холодной кислоте, однако в горячей кислоте железо окисляется до наиболее характерной для него степени окисления +3, сера при этом переходит в степень окисления +4 (уравнение 1).

Нерастворимые основания получают при взаимодействии растворимых солей со щелочами (уравнение 2). Нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием оксида металла и воды (уравнение 3). Для железа характерны две степени окисления +2 и +3, поэтому соединения  $\text{Fe}^{+3}$  проявляют свойства окислителей и могут окислять сульфиды, йодиды и некоторые металлы (уравнение 4).

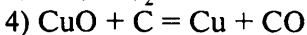
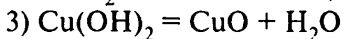
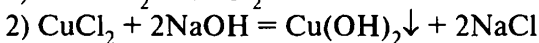
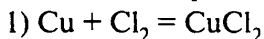
- 1)  $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})(\text{гор.})} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 3)  $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeO}$

**119.** Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства по  $\text{S}^{+6}$ ; активный металл цинк восстанавливает  $\text{S}^{+6}$  до  $\text{H}_2\text{S}$  (уравнение 1). Нитрат бария вызывает осаждение сульфат-ионов в виде сульфата бария (уравнение 2) и в растворе остаётся нитрат цинка. Магний более активный металл, чем цинк, и вытесняет его из соединений (уравнение 3). Магний — активный металл, поэтому при разложении нитрата магния образуются нитрит магния и кислород (уравнение 4).

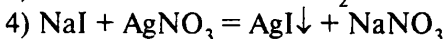
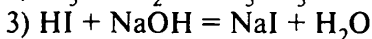
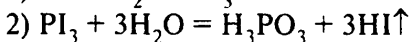
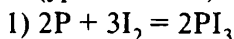
- 1)  $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{ZnSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$
- 3)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Mg} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn}\downarrow$
- 4)  $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{Mg}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2\uparrow$

**120.** Металл красного цвета — медь. При сжигании меди в хлоре будет образовываться хлорид меди (II) (уравнение 1). Из раствора

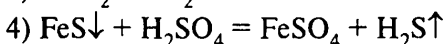
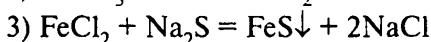
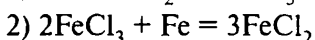
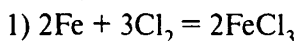
хлорида меди при добавлении щёлочи будет выпадать осадок гидроксида меди (II) (уравнение 2), который разлагается при нагревании на воду и оксид меди (II) (уравнение 3). При нагревании оксидов металлов с коксом происходит восстановление металлов (уравнение 4).



**121.** При взаимодействии йода с фосфором образуется йодид фосфора (III) (уравнение 1). Гидролиз трёхйодистого фосфора — способ получения йодоводородной кислоты (уравнение 2), которая нейтрализует растворы щелочей (уравнение 3). При добавлении к солям йодоводородной кислоты нитрата серебра образуется осадок жёлтого цвета (уравнение 4).

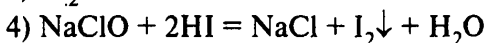
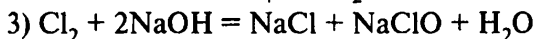
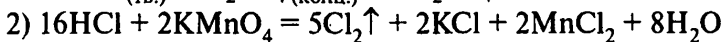
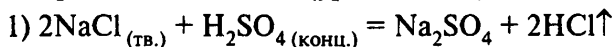


**122.** Железо реагирует с хлором и бромом с образованием  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{FeBr}_3$  соответственно (уравнение 1). Соединения, содержащие железо в степени окисления +3, проявляют окислительные свойства (уравнение 2). При взаимодействии хлористого железа  $\text{FeCl}_2$  с растворимыми сульфидами образуется сульфид железа (II) чёрного цвета (уравнение 3), взаимодействие которого с растворами серной или соляной кислот используется в лаборатории для получения сероводорода (уравнение 4).

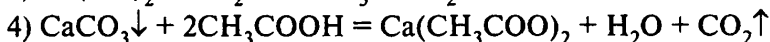
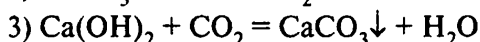
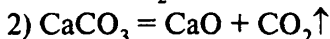
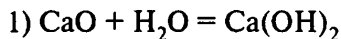


**123.** Взаимодействие твёрдых хлоридов с концентрированной серной кислотой — лабораторный способ получения хлороводорода (уравнение 1). Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  — сильный окислитель, при взаимодействии с хлороводородом будет происходить окисление хлорид-ионов до свободного хлора (уравнение 2) и раствор

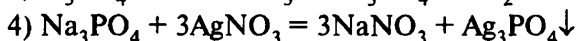
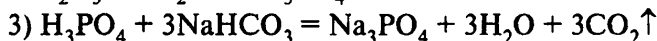
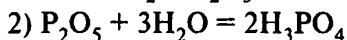
обесцветится. Хлор при пропускании через холодный раствор щёлочи диспропорционирует (реакция самоокисления-самовосстановления) с образованием солей соляной и хлорноватистой кислот, хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и гипохлорита натрия  $\text{NaClO}$  соответственно (уравнение 3). Гипохлорит натрия — сильный окислитель и будет окислять йодид-ионы до свободного йода, нерастворимого вещества тёмно-фиолетового цвета (уравнение 4).



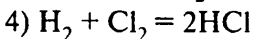
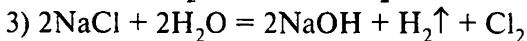
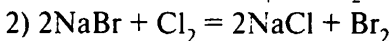
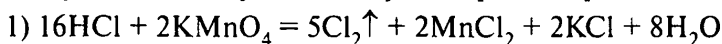
**124.** Взаимодействие оксида кальция (негашёной извести) с водой — способ получения гидроксида кальция (гашёной извести) (уравнение 1). При обжиге известняка (карбонат кальция) образуются оксид кальция (негашёная известь) и углекислый газ (уравнение 2). Углекислый газ реагирует с гидроксидом кальция, образуя нерастворимый в воде карбонат кальция белого цвета (уравнение 3). Кислоты, более сильные, чем угольная кислота, разлагают карбонаты (уравнение 4).



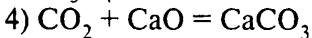
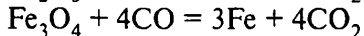
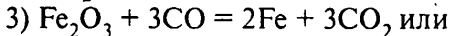
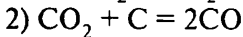
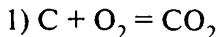
**125.** В производстве спичек используется красный фосфор. При горении фосфора в избытке воздуха образуется оксид фосфора (V) (уравнение 1), который при нагревании реагирует с водой образованием ортофосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (уравнение 2). Гидрокарбонат натрия взаимодействует с более сильными, чем угольная, кислотами с образованием соли и выделением углекислого газа (уравнение 3).



**126.** Взаимодействие соляной кислоты с раствором перманганата калия — один из лабораторных способов получения хлора (уравнение 1). Хлор, как более активный галоген, вытесняет менее активный бром из его солей (уравнение 2). При электролизе водного раствора хлорида натрия выделяются газообразные водород (на катоде) и хлор (на аноде) и в растворе накапливается гидроксид натрия (уравнение 3). Водород и хлор при освещении реагируют очень бурно, со взрывом (уравнение 4), однако реакция горения водорода в хлоре используется для получения хлороводорода в промышленности.



**127.** Углекислый газ, который образуется при сгорании кокса (уравнение 1), восстанавливается углем (коксом) при высоких температурах до угарного газа (уравнение 2). Угарный газ используется в качестве восстановителя металлов из их оксидов, в частности в доменном процессе (уравнение 3). Углекислый газ реагирует с негашёной известью с образованием карбоната кальция (уравнение 4).



**128.** Концентрированная серная кислота является сильным окислителем за счет  $\text{S}^{+6}$ ; при взаимодействии с малоактивным металлом сера будет восстанавливаться до  $\text{S}^{+4}$  (уравнение 1).  $\text{SO}_2$  — кислотный оксид, которому соответствует двухосновная сернистая кислота, поэтому при взаимодействии с избытком гидроксида натрия будет образовываться средняя соль (уравнение 2). Взаимодействие серы и сульфита натрия, в результате которого образуется тиосульфат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , является специфическим свойством соединений серы (уравнение 3). При действии на тиосульфат натрия раствора кислоты образуется несуществующая в свободном состоянии тиосерная кислота, которая разлагается на серу, сернистый газ и воду (уравнение 4).

- 1)  $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- 4)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$

**129.** Соли натрия окрашивают пламя в жёлтый цвет. Запах тухлых яиц имеет сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  — ядовитый бесцветный газ, растворимый в воде (уравнение 1). Образование осадка чёрного цвета при взаимодействии с раствором  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  — одна из качественных реакций на сульфид-ион (уравнение 2).  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  имеет в растворе жёлтый цвет; при взаимодействии с соляной кислотой при нагревании проявляет свойства окислителя, в результате выделяется  $\text{Cl}_2$ , ядовитый газ жёлто-зелёного цвета, и раствор приобретает зелёную окраску, характерную для солей  $\text{Cr}^{+3}$  (уравнение 3).  $\text{BaCrO}_4$  имеет жёлтый цвет (уравнение 4).

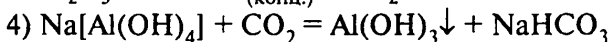
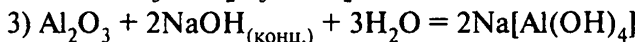
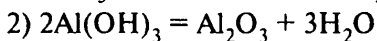
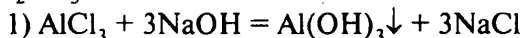
- 1)  $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
- 2)  $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{HNO}_3 + \text{PbS}\downarrow$
- 3)  $2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 16\text{HCl} = 4\text{NaCl} + 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{NaNO}_3 + \text{BaCrO}_4\downarrow$

**130.** Взаимодействие соляной кислоты с пиролюзитом  $\text{MnO}_2$  — лабораторный способ получения хлора (уравнение 1). Хлор в холодном растворе гидроксида калия вступает в реакцию диспропорционирования и образуются хлорид и гипохлорит калия (уравнение 2). Гипохлорит калия — неустойчивое вещество и при освещении разлагается с выделением кислорода (уравнение 3), образование которого доказывают с помощью вспыхнувшей лучинки (уравнение 4).

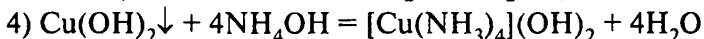
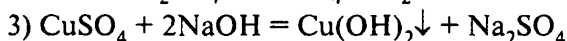
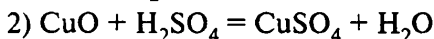
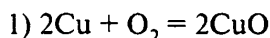
- 1)  $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $2\text{KClO} = 2\text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$  (атомарный кислород O)
- 4)  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$

**131.** При взаимодействии растворимых солей алюминия с растворами щелочей образуется нерастворимое амфотерное основание  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (уравнение 1), которое, как и любое другое нерастворимое основание, разлагается при нагревании на оксид металла и воду (уравнение 2). Оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — амфотерный оксид

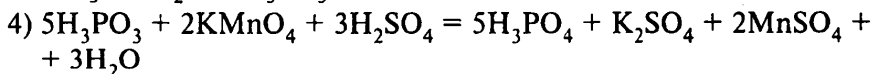
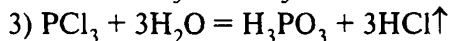
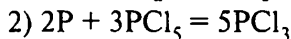
и растворяется в щелочах с образованием комплексных алюминатов, которые являются солью очень слабой кислоты (уравнение 3). При пропускании через воду углекислого газа образуется угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , которая разрушает алюминат (уравнение 4).



**132.** Металл красного цвета — медь. При окислении меди в избытке воздуха образуется  $\text{CuO}$  — вещество чёрного цвета (уравнение 1), растворяющееся в серной кислоте с образованием сульфата меди (II), раствор которого имеет голубую окраску (уравнение 2).  $\text{CuSO}_4$  реагирует с гидроксидом натрия с образованием нерастворимого основания  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  (уравнение 3), которое растворяется в избытке аммиака, образуя комплексное соединение (уравнение 4).

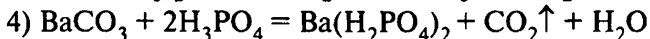
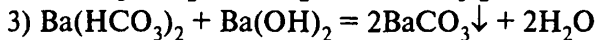
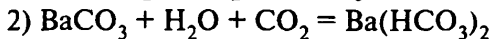
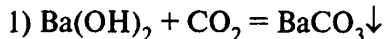


**133.** При горении фосфора в избытке хлора образуется хлорид фосфора (V) (уравнение 1), который может восстанавливаться фосфором до хлорида фосфора (III) (уравнение 2). При гидролизе  $\text{PCl}_3$  образуются хлороводород и  $\text{H}_3\text{PO}_3$  (уравнение 3).  $\text{H}_3\text{PO}_3$  содержит фосфор в степени окисления +3, проявляет свойства сильного восстановителя и будет реагировать с  $\text{KMnO}_4$ , переходя в соединение фосфора в степени окисления +5 (уравнение 4).

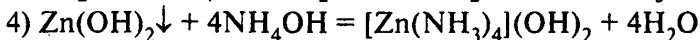
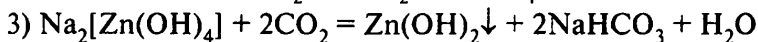
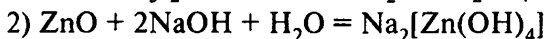
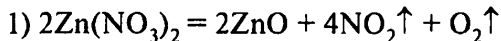


**134.** Углекислый газ — кислотный оксид, которому соответствует двухосновная угольная кислота, поэтому при пропускании его через баритовую воду выпадает осадок  $\text{BaCO}_3$  (уравнение 1), который

растворяется при пропускании избытка газа (уравнение 2). Добавление гидроксида бария в раствор, содержащий гидрокарбонат бария, вызывает нейтрализацию кислой соли и образование осадка (уравнение 3). Ортофосфорная кислота более сильная, чем угольная, поэтому вытесняет её из солей; растворимой солью бария и фосфорной кислоты является дигидрофосфат бария (уравнение 4).



**135.** Цинк — металл, находящийся в ряду активности между магнием и медью, поэтому нитрат цинка разлагается с образованием оксида цинка, оксида азота (IV) и кислорода (уравнение 1). Оксид цинка — амфотерный оксид, будет растворяться в растворах щелочей с образованием комплексной соли (уравнение 2). При пропускании через раствор цинката углекислого газа, который взаимодействует с водой с образованием угольной кислоты, последняя, как более сильная, вытесняет амфотерное основание  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  из его соли (уравнение 3). Гидроксид цинка, так же как и гидроксид меди (II), растворяется в растворе аммиака с образованием комплексного соединения (уравнение 4).



**136.** В первом сосуде находится раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ : образование осадка белого цвета при взаимодействии с  $\text{BaCl}_2$  доказывает, что в веществе имеется сульфат-анион  $\text{SO}_4^{2-}$  (уравнение 1); выделение аммиака (газ с резким запахом) при нагревании с раствором щёлочи доказывает присутствие в веществе катиона аммония  $\text{NH}_4^+$  (уравнение 2).

Во втором сосуде находится раствор  $\text{BaCl}_2$ : осадок белого цвета, образовавшийся при добавлении  $\text{AgNO}_3$ , указывает на присутствие в веществе хлорид-иона  $\text{Cl}^-$  (уравнение 3); осадок жёлтого цвета при добавлении раствора  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  образуют соли  $\text{Ba}^{2+}$  (уравнение 4).



- 1)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{BaSO}_4\downarrow$
- 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{BaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$
- 4)  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$

**137.** При растворении оксида серы (IV) образуется сернистая кислота (уравнение 1). Нейтрализация двухосновной кислоты приводит к образованию средней соли (уравнение 2). Перекись водорода — сильный окислитель и будет окислять соединения серы +4 до соединений серы +6 (уравнение 3). Сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  — средняя соль двухосновной кислоты, поэтому при взаимодействии с кислотой будет образовываться кислая соль  $\text{NaHSO}_4$  (уравнение 4).

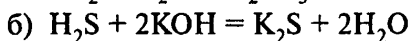
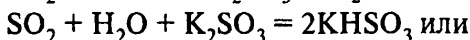
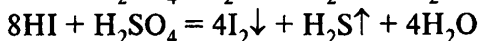
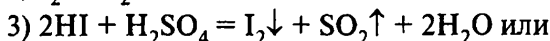
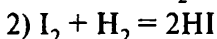
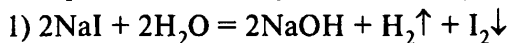
- 1)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$
- 2)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$

**138.** При взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой образуются нитраты цинка и аммония (уравнение 1). Цинк — металл, находящийся в ряду активности между магнием и медью, поэтому нитрат цинка разлагается с образованием оксида цинка, оксида азота (IV) и кислорода (уравнение 2). Нитрат аммония разлагается с образованием «веселящего газа»  $\text{N}_2\text{O}$  и воды (уравнение 3). Единственным оставшимся после прокаливания продуктом реакции будет оксид цинка, который восстанавливается коксом до металлического цинка (уравнение 4).

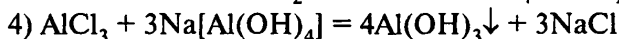
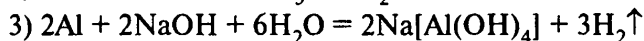
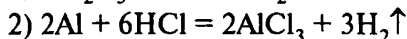
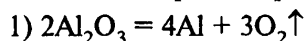
- 1)  $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{очень разб.})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2)  $2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
- 3)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$
- 4)  $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}$

**139.** При электролизе водных растворов солей, образованных металлами, расположенными в ряду активности до алюминия, на катоде происходит восстановление воды и выделяется водород, в растворе накапливается щёлочь (уравнение 1). На аноде происходит окисление анионов бескислородных кислот (уравнение 1). Водород может реагировать с йодом (уравнение 2). Концентрированная серная кислота проявляет свойства сильного окислителя, и сера в степени

окисления +6 переходит, в зависимости от условий, в степени окисления +4, 0 и -2; в HI йод имеет степень окисления -1 и проявляет свойства сильного восстановителя (уравнение 3). При пропускании SO<sub>2</sub> (кислотный оксид, соответствующий двухосновной сернистой кислоте H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) будет образовываться средняя соль K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и, если SO<sub>2</sub> окажется в избытке, — кислая соль KHSO<sub>3</sub> (уравнения 4 а). При пропускании H<sub>2</sub>S через раствор щёлочи будет образовываться средняя соль K<sub>2</sub>S и, если сероводород будет в избытке, то средняя соль будет переходить в кислую соль KHS (уравнения 4 б).

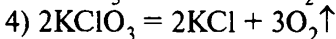
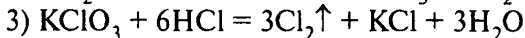
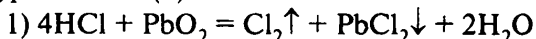


**140.** Электролиз расплавленного боксита в криолите — промышленный способ получения алюминия (уравнение 1), который растворяется в соляной кислоте с образованием хлорида алюминия и выделением водорода (уравнение 2). При обработке алюминия растворами щелочей образуется комплексная соль, например, тетрагидроксиалюминат натрия, и выделяется водород (уравнение 3). При смешивании растворов, содержащих AlCl<sub>3</sub> (соль, образованная слабым основанием Al(OH)<sub>3</sub> и сильной кислотой) и Na[Al(OH)<sub>4</sub>] (соль, образованная сильным основанием NaOH и амфотерным основанием Al(OH)<sub>3</sub>, то есть очень слабой кислотой), будет происходить гидролиз как по катиону, так и по аниону и образуются гидроксид алюминия и хлорид натрия (уравнение 4).

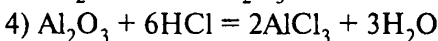
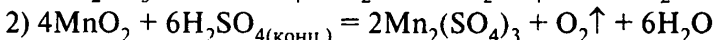
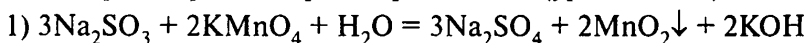


**141.** Взаимодействие оксида свинца (IV), проявляющего свойства сильного окислителя, с соляной кислотой — один из лабораторных

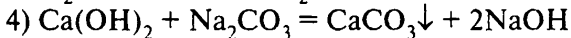
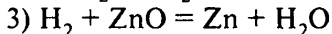
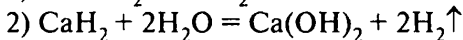
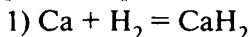
способов получения хлора (уравнение 1). При взаимодействии хлора с горячим раствором гидроксида калия в результате реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) образуются хлорид калия  $KCl$  и хлорат калия  $KClO_3$  (уравнение 2), который обладает окислительными свойствами и окисляет соляную кислоту до свободного хлора (уравнение 3). Термическое разложение хлората калия в присутствии катализатора преимущественно протекает по уравнению (4).



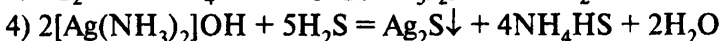
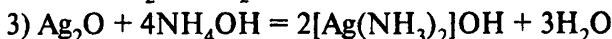
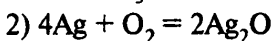
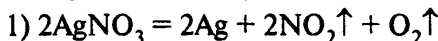
**142.** Сульфит натрия  $Na_2SO_3$  — вещество, проявляющее восстановительные свойства; перманганат калия — окислитель, который в нейтральной среде восстанавливается до  $MnO_2$ , нерастворимого вещества бурого цвета (уравнение 1). Особое свойство  $MnO_2$ : при взаимодействии с концентрированной серной кислотой образуется неустойчивый сульфат марганца (III) и выделяется кислород (уравнение 2). Кислород реагирует с алюминием (уравнение 3), оксид алюминия растворяется в растворах кислот (уравнение 4).



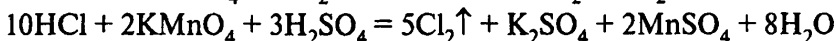
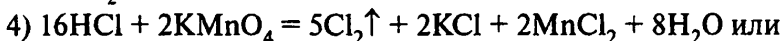
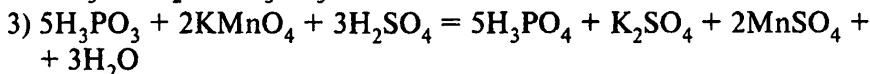
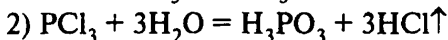
**143.** При взаимодействии очень активного металла кальция с водородом образуется гидрид кальция (уравнение 1). Гидрид кальция взаимодействует с водой с образованием гидроксида кальция и выделением водорода (уравнение 2). Водород способен восстанавливать некоторые металлы из их оксидов (уравнение 3). При добавлении в раствор  $Ca(OH)_2$  кальцинированной соды образуется нерастворимый карбонат кальция и в растворе остаётся щёлочь (уравнение 4); эта реакция раньше использовалась для получения едкого натра.



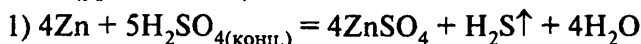
**144.** Нитраты металлов, расположенных в ряду активности правее меди, разлагаются с образованием свободного металла, бурого газа и кислорода (уравнение 1). При нагревании серебра в кислороде будет образовываться его оксид (уравнение 2). Оксид серебра растворяется в концентрированном растворе аммиака с образованием комплексного соединения — гидроксида диамминосеребра (I) (уравнение 3). При пропускании через полученный раствор сероводорода будет образовываться осадок труднорастворимого  $\text{Ag}_2\text{S}$ , который имеет чёрный цвет (уравнение 4).

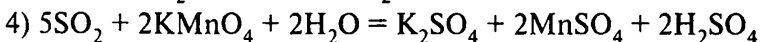
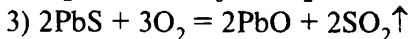
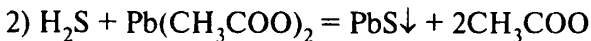


**145.** Хлорид фосфора (V) при взаимодействии с фосфором будет восстанавливаться до хлорида фосфора (III) (уравнение 1), который легко гидролизуетсЯ водой (уравнение 2). Перманганат калия будет окислять как  $\text{H}_3\text{PO}_3$  (уравнение 3), так и  $\text{HCl}$  (уравнение 4), восстанавливаясь при этом до  $\text{Mn}^{+2}$ .

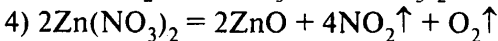
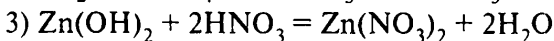
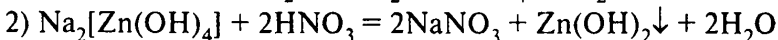
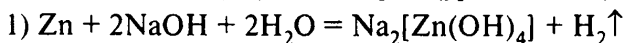


**146.** Концентрированная серная кислота реагирует с активными металлами, восстанавливаясь до сероводорода (уравнение 1). Образование осадка  $\text{PbS}$ , имеющего чёрный цвет и нерастворимого в воде и кислотах, — одна из качественных реакций на сероводород и сульфиды (уравнение 2). При обжиге сульфидов сера переходит из степени окисления  $-2$  в степень окисления  $+4$  и образуется  $\text{SO}_2$  (уравнение 3). В оксиде серы (IV) сера находится в промежуточной степени окисления и при взаимодействии с сильными окислителями, например, перманганатом калия, будет переходить в соединения серы  $+6$  (уравнение 4).

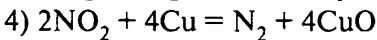
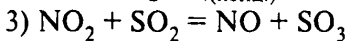
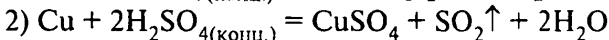
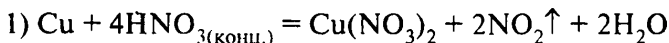




**147.** Цинк проявляет амфотерные свойства и растворяется в растворах щелочей с образованием тетрагидроксоцинката  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  (уравнение 1). В кислых средах гидроксокомплексы разрушаются и образуется нерастворимое амфотерное основание  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , которое растворяется при добавлении избытка кислоты (уравнения 2 и 3). Цинк — металл, находящийся в ряду активности между магнием и медью, поэтому при разложении нитрата цинка образуются оксид цинка, оксид азота (IV) и кислород (уравнение 4).

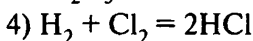
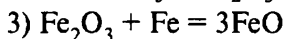
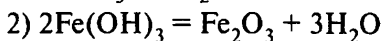
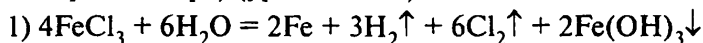


**148.** Медь растворяется в концентрированной азотной кислоте с выделением  $\text{NO}_2$  (уравнение 1), в концентрированной серной кислоте — с выделением  $\text{SO}_2$  (уравнение 2). Бурый газ (оксид азота (IV)) — сильный окислитель и способен окислять как  $\text{SO}_2$  (уравнение 3), так и медь (уравнение 4).

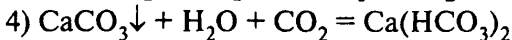
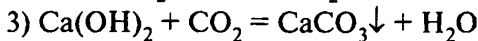
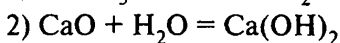
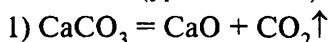


**149.** При электролизе солей, образованных металлами, находящимися в ряду активности между алюминием и водородом, на катоде происходит конкурирующее восстановление катиона металла и воды, в результате на катоде выделяются металл и водород, а в растворе образуется гидроксид соответствующего металла (уравнение 1); на аноде происходит окисление анионов бескислородных кислот (кроме фторид-иона), в частности, выделяется  $\text{Cl}_2$ .  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — амфотерное основание, нерастворимое вещество бурого цвета; нерастворимые основания разлагаются при нагревании на оксид металла и воду (уравнение 2). Железо в степени окисления +3 проявляет

свойства окислителя, поэтому может взаимодействовать с восстановителем (металлическое железо) (уравнение 3). Водород  $H_2$  и хлор  $Cl_2$  реагируют друг с другом при освещении или при нагревании (водород горит в хлоре) (уравнение 4).



**150.** Используемый в строительстве и архитектуре минерал белого цвета — мел или мрамор  $CaCO_3$ . При прокаливании (обжиге) известняка образуются твёрдое вещество — оксид кальция и углекислый газ (уравнение 1). Взаимодействие оксида кальция (негашёной извести) с водой — способ получения гашёной извести (уравнение 2). При пропускании углекислого газа через раствор гашёной извести выделяется осадок белого цвета (уравнение 3), который растворяется при пропускании избытка газа в результате образования гидрокарбоната кальция (уравнение 4).



# СОДЕРЖАНИЕ

Введение . . . . .	3
1. Задания С2.2 . . . . .	10
2. Решение заданий вопроса С2.2. . . . .	36

*Готовимся к ЕГЭ*

Учебное издание

**Доронькин Владимир Николаевич,  
Бережная Александра Григорьевна,  
Сажнева Татьяна Владимировна,  
Февралева Валентина Александровна**

**ХИМИЯ. ТЕМАТИЧЕСКИЕ ТЕСТЫ. НОВЫЕ ЗАДАНИЯ ЕГЭ-2012  
ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ (С2)**

Учебно-методическое пособие

Под редакцией *В. Н. Доронькина*

Обложка *А. Вартанов*  
Компьютерная верстка *А. Ильинов*  
Корректор *Н. Пимонова*

Налоговая льгота: издание соответствует коду 95 3000 ОК 005-93 (ОКП)

Подписано в печать 01.12.2011.  
Формат 60x84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага типографская.  
Гарнитура Ньютон. Печать офсетная. Усл. печ. л. 5,58.  
Тираж 5000 экз. Заказ № **381**.

ООО «ЛЕГИОН»

Для писем: 344000, г. Ростов-на-Дону, а/я 550.  
Адрес редакции: 344011, г. Ростов-на-Дону, пер. Доломановский, 55.  
[www.legionr.ru](http://www.legionr.ru) e-mail: [legionrus@legionrus.com](mailto:legionrus@legionrus.com)

Издательство ООО «Легион» включено в перечень организаций, осуществляющих издание учебных пособий, которые допускаются к использованию в образовательном процессе в имеющих государственную аккредитацию и реализующих образовательные программы общего образования образовательных учреждениях. Приказ Минобрнауки России № 729 от 14.12.2009, зарегистрирован в Минюст России 15.01.2010 № 15987.

Отпечатано в соответствии с качеством предоставленных диапозитивов в ЗАО «Полиграфобъединение». 347900, г. Таганрог, ул. Лесная биржа, 6 В.