

## 2. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗАДАНИЙ ВТОРОГО (ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНОГО) ЭТАПА

### 2.1. Критерии оценивания заданий Отборочного теоретического тура

#### 2.1.1. Задания 9 класса

##### Задача №9-1

**А** – S (сера)

**Б** – Na<sub>2</sub>S (сульфид натрия)

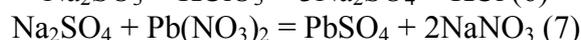
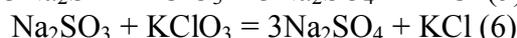
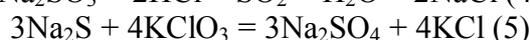
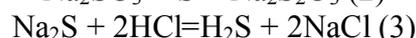
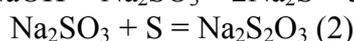
**В** – Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (сульфит натрия)

**Г** – Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (тиосульфат натрия)

**Д** – H<sub>2</sub>S (сероводород)

**Е** – SO<sub>2</sub> (оксид серы (IV))

**Ж** – Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (сульфат натрия)



Исходя из данных, можно сделать вывод, что индийская селитра – KNO<sub>3</sub>, древесный уголь – С, а соединение А – S. Взрывчатое вещество носит название черный или дымный порох. Реакция горения:



В отличие от воды, молекулы сероводорода не образуют между собой водородных связей, так как атом серы менее электроотрицателен, чем атом кислорода, и имеет больший размер. Поэтому сера имеет более низкую плотность заряда ядра, чем кислород. Отсутствие водородных связей является главной причиной низкой температуры кипения и плохой растворимости в воде сероводорода.

##### Разбалловка

Определение веществ А–Ж	7x0,5б. = 3,5 б.
Написание уравнений реакций (1)–(8)	8x0,5б. = 4 б.
Указание названия «дымный порох» или «черный порох»	0,5 б.
За указание различий между сероводородом и водой	2 б.
<b>ИТОГО</b>	<b>10 б.</b>

##### Задача №9-2

1. Квасцы – двойные соли, кристаллогидраты сульфатов трёх- и одновалентных металлов общей формулы M<sup>+</sup>M<sup>3+</sup>(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O, где M<sup>+</sup> – обычно катион щелочного металла (кроме лития) или катион аммония, а M<sup>3+</sup> – один из катионов трёхвалентных металлов: алюминия, железа или хрома. В качестве примера можно привести алюмокалиевые квасцы – KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O, хромокалиевые квасцы – KCr(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O, железоаммонийный квасцы – FeNH<sub>4</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O и др.

2. Поскольку при получении квасцов Леночка чувствовала запах свежих яблок, что указывает на образование уксусного альдегида, то можно сделать вывод, что в ходе реакции происходит окисление этанола по уравнению:



$$n(\text{квасцов}) = m/M = 56,5 / 499 = 0,113 \text{ моль}$$

По уравнению реакции (1):

$$n(H_2SO_4) = 2n(\text{квасцов}) = 0,226 \text{ моль}$$

$$n(\text{спирта}) = 1,5n(\text{квасцов}) = 0,1695 \text{ моль}$$

С учетом требуемого по методике избытка:

$$V(p\text{-ра } H_2SO_4) = 1,2 \cdot n \cdot M / w \cdot \rho = 1,2 \cdot 0,226 \cdot 98 / 0,6 \cdot 1,5 = 29,5 \text{ мл}$$

$$V(\text{спирта}) = 1,5 \cdot 0,1695 \cdot 46 / 0,96 \cdot 0,8 = 15,23 \text{ мл}$$

3. Рассчитаем массовые доли сульфатов калия и хрома (III) в квасцах. Для расчета формулу квасцов удобнее представить в виде  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  ( $M = 998 \text{ г/моль}$ ).

$$w(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 / 998 = 0,1743 (17,43\%)$$

$$w(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 392 / 998 = 0,3928 (39,28\%)$$

Масса приготовленного насыщенного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 200 + 56,5 = 256,5 \text{ г}$$

$$w(\text{K}_2\text{SO}_4) = 56,5 \cdot 0,1743 / 256,5 = 0,0384 (3,84\%)$$

$$w(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 56,5 \cdot 0,3928 / 256,5 = 0,0865 (8,65\%)$$

4. Массовая доля безводной соли  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$  в квасцах составляет  $283 / 499 = 0,567 (56,7\%)$ . С учетом этого в растворе изначально содержалось  $0,567 \cdot 56,5 = 32 \text{ г}$  безводной соли.

Пусть масса выросшего кристалла квасцов составила  $x \text{ г}$ , тогда можно записать уравнение:

$$(32 - 0,567x) / (256,5 - x) = 0,111$$

$$x = 7,74 \text{ г}$$

5. При взаимодействии кристалла квасцов со щелочным раствором перекиси водорода происходит окислительно-восстановительная реакция с образованием хромата калия:



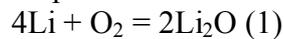
Таким образом, кристалл растворится, а получится желтый раствор.

#### Разбалловка

Определение квасцов	1 б.
Примеры квасцов (не менее 2х)	1 б.
Уравнение реакций (1) и (2)	2х1 б. = 2 б.
Расчет объемов кислоты и спирта	2х1 б. = 2 б.
Расчет массовых долей солей в насыщенном растворе	2х1 б. = 2 б.
Расчет массы кристалла	2 б.
ИТОГО	10 б.

#### Задача №9-3

Простые газообразные вещества, которые могут находиться в баллонах – водород, кислород, озон, азот, фтор, хлор. Легким щелочным металлом **X** может быть литий, который может реагировать со всеми из перечисленных газов с образованием бинарных соединений. При взаимодействии с кислородом литий образует оксид  $\text{Li}_2\text{O}$ , в котором массовая доля лития составляет  $2 \cdot 7 / 30 = 0,4667 (46,67\%)$ , что соответствует веществу **A**. Следовательно, в баллоне №1 был кислород, и протекала реакция:



По закону сохранения массы:

$$m(\text{O}_2) = 4,5 - 2,1 = 2,4 \text{ г}$$

$$n(\text{O}_2) = 2,4 / 32 = 0,075 \text{ моль,}$$

тогда по уравнению реакции:  $n(\text{Li}) = 4n(\text{O}_2) = 0,3 \text{ моль}$

$$m(\text{Li}) = 0,3 \cdot 7 = 2,1 \text{ г,}$$

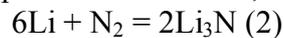
что соответствует условию задачи, т.е. металл **X** – литий.

Наряду с оксидом лития в баллоне №2 образовалось еще вещество **B**, состав которого можно записать в виде  $\text{Li}_n\text{X}$ . Тогда

$$w(\text{Li}) = 7n / (7n + x) = 0,6,$$

$$x = 4,67n.$$

При  $n=3$  получаем  $x = 14$ , что соответствует азоту, тогда вещество **B** – нитрид лития  $\text{Li}_3\text{N}$ , а в баллоне №2 помимо кислорода содержался еще и азот, и протекала реакция:



Таким образом, можно сделать вывод, что в баллоне №2, скорее всего, был воздух.

Молярная масса жидкости **B**, которая сконденсировалась в баллоне №3:

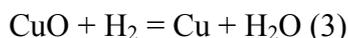
$$M = 0,8036 \cdot 22,4 = 18 \text{ г/моль,}$$

что соответствует воде  $\text{H}_2\text{O}$ .

Тогда в баллоне №3 был водород, который восстановил оксид металла  $\text{Y}$  до чистого металла.

По цвету металла и его оксида нетрудно догадаться, что речь идет о меди, а оксид  $\text{Y} - \text{CuO}$ .

Подтвердим расчетом. В оксиде  $w(\text{O}) = 16 / 80 = 0,2$  (20%), что соответствует условию. В баллоне №3 протекала реакция:

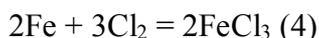


В реакции образовалось  $n(\text{Cu}) = n(\text{CuO}) = 4 / 80 = 0,05$  моль

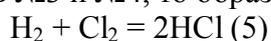
$$m(\text{Cu}) = 0,05 \cdot 64 = 3,2 \text{ г, } \Delta m = 4 - 3,2 = 0,8 \text{ г,}$$

что также соответствует условию.

В баллоне №4 образовалось бинарное соединение железа  $\text{Fe}_x\text{X}_y$ . При  $x = 1$  молярная масса вещества  $\text{Г}$  составит  $56 / 0,3446 = 162,5$  г/моль. Дробная молярная масса указывает на наличие хлора и соответствует хлориду железа (III)  $\text{FeCl}_3$ . Следовательно, в баллоне №4 был хлор, и протекала реакция:



Если прореагируют газы из баллонов №3 и №4, то образуется хлороводород:

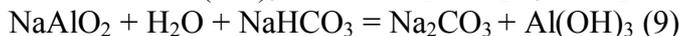
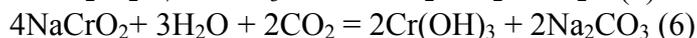
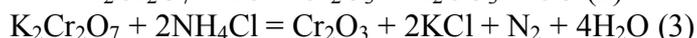


#### Разбалловка

Определение содержимого баллонов №1, №3 и №4 (подтвержденные расчетами и рассуждениями)	3x1 б. = 3 б.
Определение содержимого баллона №2 (подтвержденные расчетами и рассуждениями)	1,5 б.
Определение формул веществ $\text{X}$ , $\text{Y}$ , $\text{A}-\text{Г}$	6x0,5 б. = 3 б.
Написание уравнений реакций (1)–(5)	5x0,5 б. = 2,5 б.
<b>ИТОГО</b>	<b>10 б.</b>

#### Задача №9-4

Использование оксида хрома (III) для шлифования и полирования различных поверхностей обусловлено его абразивностью вследствие высокой твердости. Шлифовальная способность и сорт пасты ГОИ в первую очередь определяется степенью дисперсности оксида хрома (III).



#### Разбалловка

Ответы на вопросы 1 и 2	2x0,5 б. = 1 б.
Написание уравнений реакций (1) – (9)	9x1 б. = 9 б.
<b>ИТОГО</b>	<b>10 б.</b>

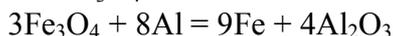
#### Задача №9-5

Приняв общую формулу оксидов железа за  $\text{Fe}_a\text{O}_b$  определим, какой из оксидов был взят для исследования:

$$a : b = 72,41 / 56 : 27,59 / 16 = 1,29 : 1,72 = 3 : 4$$

Для исследования был взят оксид железа (II, III) –  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Запишем уравнение взаимодействия  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  с алюминием:



Вычислим количество выделившейся теплоты:

$$Q = cm\Delta T$$

$$Q = 4,18 \cdot 3,5 \cdot 19 = 277,97 \text{ кДж}$$

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 58 / 232 = 0,25 \text{ моль}$$

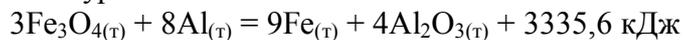
Согласно уравнению реакции:

при восстановлении 0,25 моль  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  выделяется 277,97 кДж

при восстановлении 3 моль  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  выделяется X кДж

$$X = 3 \cdot 277,97 / 0,25 = 3335,6 \text{ кДж}$$

Запишем термохимическое уравнение:



Вычислим теплоту образования  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :

$$Q_p = 4Q_{\text{обр}}(\text{Al}_2\text{O}_3) - 3Q_{\text{обр}}(\text{Fe}_3\text{O}_4)$$

$$3335,6 = 4 \cdot 1670 - 3Q_{\text{обр}}(\text{Fe}_3\text{O}_4)$$

$$Q_{\text{обр}}(\text{Fe}_3\text{O}_4) = (4 \cdot 1670 - 3335,6) / 3 = 1114,8 \text{ кДж/моль}$$

#### Разбалловка

Определение формулы оксида железа	1 б.
Вычисление теплоты, выделяющейся в результате реакции	3 б.
Расчет теплового эффекта реакции	2 б.
Запись термохимического уравнения	1 б.
Расчет теплоты образования $\text{Fe}_3\text{O}_4$	3 б.
ИТОГО	10 б.

## 2.2. Критерии оценивания заданий Теоретического тура

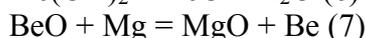
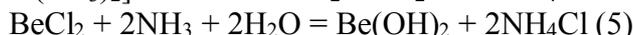
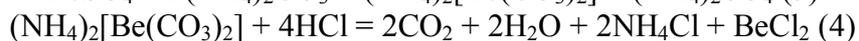
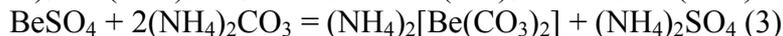
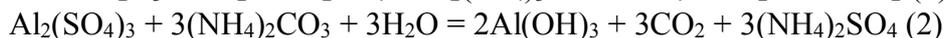
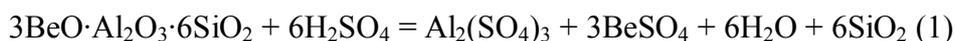
## 2.2.1. Задания 9 класса

## Задача №9-1

Металл, соли которого имеют голубую окраску – медь. Медь образует два основных карбоната:  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  (или  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ) – дигидроксокарбонат меди (II), встречается в природе в виде минерала – малахит. и  $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  (или  $\text{Cu}_3(\text{OH})_2\text{CO}_3$  – дигидроксодикарбонат меди (II), минерал азурит.

Металл X – это бериллий, Y – дикарбонатобериллат аммония  $(\text{NH}_4)_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$ .

Уравнения:



Из-за сладкого вкуса растворимых в воде соединений бериллия элемент вначале называли «глиций», аналогично простейшей аминокислоте – глицину.

## Разбалловка

Формулы двух минералов и их название	2x1 = 2 б.
Указание на медь и ее соединения	1 б.
Определение металла X и формулы соединения Y	2x1 = 2 б.
Написание уравнений (1) - (3)	3x1 = 3 б.
Написание уравнений (4) – (7)	4x0,5 = 2 б.
ИТОГО	10 б.

## Задача №9-2

1) Расчет простейшей формулы исходного вещества  $Mn_wC_xO_yH_z$ :

$$w : x : y : z = \frac{\omega(\text{Mn})}{A(\text{Mn})} \div \frac{\omega(\text{C})}{A(\text{C})} \div \frac{\omega(\text{O})}{A(\text{O})} \div \frac{\omega(\text{H})}{A(\text{H})} =$$

$$= \frac{34,16}{55} \div \frac{14,91}{12} \div \frac{49,69}{16} \div \frac{1,24}{1} = 0,621 \div 1,243 \div 3,106 \div 1,24 = 1 \div 2 \div 5 \div 2. \quad (1 \text{ балл})$$

Простейшая формула исходного вещества  $MnC_2O_5H_2$ ; (1 балл)

$$M(\text{MnC}_2\text{O}_5\text{H}_2) = 55 + 2 \cdot 12 + 5 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 161 \text{ г/моль}. \quad (1 \text{ балл})$$

2) Потеря массы исследуемого образца на 11,2 % в диапазоне температур 106,5 – 150°C

происходит за счет удаления воды. Рассчитаем число молекул воды в составе молекулы исходного вещества

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\omega(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{MnC}_2\text{O}_5\text{H}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}) \cdot \omega(\text{MnC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})} = \frac{11,2 \cdot 161}{18 \cdot 100} = 1 \text{ молекула}. \quad (1 \text{ балл})$$

Следовательно, исходное вещество  $MnC_2O_4 \cdot H_2O$  (1 балл)

является моногидратом оксалата марганца (оксалатом марганца одноводным). (1 балл)

3) Разложение соли на первой стадии идёт по уравнению



Доля безводного оксалата марганца ( $M(\text{MnC}_2\text{O}_4) = 143$  г/моль) составляет 88,8 %.

4) На второй стадии при 340 – 430°C, снижение массы за счет выделения оксидов

углерода образца составляет 44,7 %, а на долю остатка приходится 44,1 %. Рассчитаем молярную массу остатка

$$M(\text{ост}) = \frac{\omega(\text{ост}) \cdot M(\text{MnC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})}{\omega(\text{MnC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})} = \frac{44,1 \cdot 161}{100} = 71 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{ост}) = \frac{\omega(\text{ост}) \cdot M(\text{MnC}_2\text{O}_4)}{\omega(\text{MnC}_2\text{O}_4)} = \frac{44,1 \cdot 143}{88,8} = 71 \text{ г/моль}. \quad (1 \text{ балл})$$

По значению молярной массы видно, что остатком является оксид марганца (II). (1 балл)

Следовательно, вторая стадия разложения описывается уравнением



Таким образом, термическая диссоциация моногидрата оксалата марганца завершается образованием  $\text{MnO}$  с молярной массой 71 г/моль.

Всего: 10 баллов.

### Задача №9-3

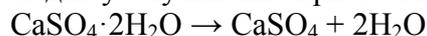
По условию задачи мел состоит из:

Карбоната кальция –  $\text{CaCO}_3$ ;

Гипса –  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;

Инертных примесей.

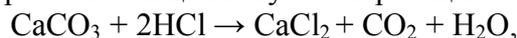
При нагревании до 250°C происходит улетучивание кристаллизационной воды:



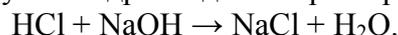
$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{гипса})} = \frac{2 \cdot 18}{40 + 32 + 4 \cdot 16 + 2 \cdot 18} = \frac{36}{172} = 0,2093\%$$

$$m(\text{гипса}) = m(\text{H}_2\text{O}) / \omega(\text{H}_2\text{O}) = 0,5233 / 0,2093 = 2,5 \text{ г}$$

При добавлении кислоты карбонат кальция вступает в реакцию:



а затем избыток кислоты реагирует с гидроксидом натрия при титровании:



$$n(\text{CaCO}_3) = 0,5n(\text{HCl}) = 0,5(n(\text{HCl}_{\text{исх}}) - n(\text{HCl}_{\text{титр}})) = 0,5(n(\text{HCl}_{\text{исх}}) - n(\text{NaOH})) = \\ = 0,5(C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) - C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})) = 0,5(1,0000 \cdot 50,00 - 0,4825 \cdot 0,01036) = 0,0225 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,0225 \cdot 100 = 2,25 \text{ г}$$

$$m(\text{примесей}) = m(\text{навески}) - m(\text{CaCO}_3) - m(\text{гипса}) = 5,0000 - 2,2500 - 2,5000 = 0,25 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / m(\text{навески}) = 2,25 / 5 = 0,45 \text{ (45\%)}$$

$$\omega(\text{гипса}) = m(\text{гипса}) / m(\text{навески}) = 2,5 / 5 = 0,50 \text{ (50\%)}$$

$$\omega(\text{примесей}) = m(\text{примесей}) / m(\text{навески}) = 0,25 / 5 = 0,05 \text{ (5\%)}$$

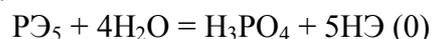
### Разбалловка

Написание реакций 1 – 3	3x1,5 б. = 4,5 б.
Определение содержания карбоната кальция	2 б.
Определение содержания гипса	2 б.
	1,5 б.
<i>ИТОГО</i>	<i>10 б.</i>

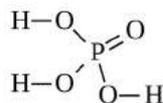
### Задача №9-4

Немногие элементы склонны к образованию соединений, в которых степень окисления не совпадает с их валентностью. В числе таких элементов находятся азот, кислород, сера и фосфор. Рассмотрим последний вариант.

При гидролизе галогенидов фосфора (V) образуется галогенводородная кислота НЭ и ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



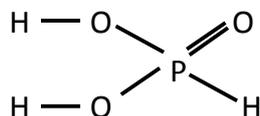
Но в фосфорной кислоте степень окисления и валентность совпадают:



При гидролизе галогенидов фосфора (III) образуется галогенводородная кислота НЭ и фосфористая кислота  $\text{H}_3\text{PO}_3$  (соединение Б):

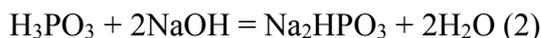


Фосфор образует множество кислот в различных степенях окисления, но, несмотря на это, во многих из них он проявляет валентность, равную пяти. Не является исключением и фосфористая кислота – степень окисления фосфора (+3) и валентность не совпадают. Структурная формула кислоты изображена ниже:



В молекуле фосфористой кислоты один из атомов водорода прочно связан с фосфором (как в молекуле аммиака, например). Два других атома водорода связаны с фосфором через кислород. Эти два атома (точнее - их ядра) связаны слабо, т.к. электронная плотность смещается к кислороду, поэтому они способны к замещению (точнее – к диссоциации). Именно поэтому нельзя получить трехзамещенную соль фосфористой кислоты – эта кислота является двухосновной. Более правильно формулу фосфористой кислоты записать в виде  $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$ .

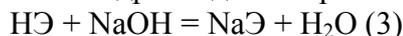
Таким образом, реакция взаимодействия с гидроксидом натрия протекает следующим образом:



Вещество В –  $\text{Na}_2\text{HPO}_3$ , и правильное название его – фосфит натрия.

Определим формулу галогенида. Для этого, обозначим количество моль галогенида фосфора (III) за  $x$ , тогда по реакции 1 образуется  $x$  моль  $\text{H}_3\text{PO}_3$  и  $3x$  моль НЭ. На нейтрализацию фосфористой кислоты израсходуется  $2x$  моль  $\text{NaOH}$  (уравнение 2).

Реакцию галогеноводородной кислоты с гидроксидом натрия можно следующим образом:



На нейтрализацию галогенводородной кислоты израсходуется  $3x$  моль  $\text{NaOH}$  (уравнение 3).

Таким образом, на полную нейтрализацию раствора израсходуется  $5x$  моль щелочи.

Из условия задачи легко определить количество щелочи и вычислить  $x$ :

$$n(\text{NaOH}) = 0,09 \text{ л} \cdot 6 \text{ моль/л} = 0,54 \text{ моль.}$$

$$5x = 0,54,$$

$$x = 0,108 \text{ моль.}$$

Можно найти молярную массу галогенида фосфора. Из условия задачи известна его масса, а количество – вычислено.

$$M(\text{PЭ}_3) = 14,85 \text{ г} / 0,108 \text{ моль} = 137,5 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{PЭ}_3) = 31 + A(\text{Э}) \cdot 3 = 137,5 \text{ г/моль,}$$

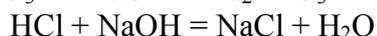
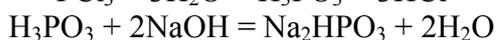
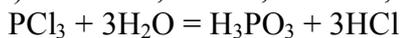
$$\text{отсюда } A(\text{Э}) = 35,5 - \text{это хлор, формула галогенида} - \text{PCl}_3.$$

Масса раствора  $14,85 + 285,15 = 300 \text{ г.}$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_3) = 0,108 \text{ моль} \cdot 82 \text{ г/моль} = 8,856 \text{ г, } \omega(\text{H}_3\text{PO}_3) = 2,952 \text{ \%}.$$

$$m(\text{HCl}) = 0,108 \cdot 3 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 11,826 \text{ г}, \omega(\text{HCl}) = 3,942 \%$$

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 2,952 - 3,942 = 93,106\%$$



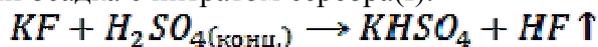
#### Разбалловка

1. Ответ на первый вопрос (названия кислоты и соли по 0,5б; структурная формула кислоты, степень окисления фосфора в ней, объяснение основности кислоты по 1 баллу)	4 б.
2. Установление формулы галогенида (Просто верная формула без подтверждения – 0,5 б)	2 б.
3. Расчет массовых долей в первом растворе	1 б.
4. За уравнения реакций (по 1 баллу за реакцию 1 или 1а, 2, 3 или 3а)	3 б.
<i>ИТОГО</i>	<i>10 б.</i>

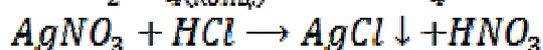
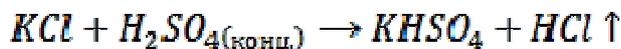
#### Задача №9-5

Окрашивание твердым раствором пламени в фиолетовый цвет говорит о том, что А и Б – соли калия. Выделение газа при действии концентрированной серной кислоты позволяет предположить, что анионами солей могут быть: сульфит, нитрит, нитрат, карбонат, галогенид и ацетат-ионы. Однако выделение простого вещества Z в реакции позволяет весьма однозначно определить, что анионами солей твердого раствора являются галогенид-ионы.

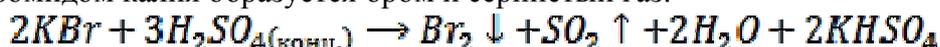
При воздействии на фторид калия концентрированной серной кислоты выделяется фтороводород, не дающий осадка с нитратом серебра(I).



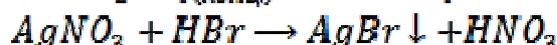
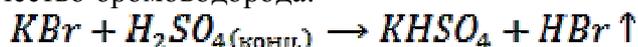
Аналогичная реакция с хлоридом калия дает хлороводород, дающий осадок с солями серебра:



В реакции с бромидом калия образуется бром и сернистый газ:



А также небольшое количество бромоводорода:



В реакции с иодидом выделяется иод и сероводород:



Наиболее подходящими по условию вариантами являются хлорид и бромид калия. Проверим это предположение расчетом:

$$\begin{aligned} v(\text{HCl} + \text{HBr}) &= \frac{V(\text{HCl} + \text{HBr})}{V_m} = \frac{V_x - V(\text{SO}_2)}{V_m} = \frac{V_x(1 - \phi(\text{SO}_2))}{V_m} \\ &= \frac{2,68296 \cdot (1 - 0,0511)}{22,4} = 0,1137 \text{ моль} \end{aligned}$$

Обозначим за  $x$  количество хлороводорода, за  $y$  – количество бромоводорода. Зная массу осадка и что  $v(\text{HBr}) = v(\text{AgBr}) = y$ ,  $v(\text{AgCl}) = v(\text{HCl}) = x$ , составим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 0,1137 \\ 143,5x + 188y = 16,3867 \end{cases}$$

Из системы находим  $x = 0,1121$  моль;  $y = 0,0016$  моль.

Значит, в исходном твердом растворе содержалось 0,1121 моль, или 8,3515 г хлорида калия.

Тогда,  $m(\text{KBr}) = 10 - 8,3515 = 1,6485$  г, или 0,0139 моль.

$v(\text{KBr}) : v(\text{KCl}) = 0,0139 : 0,1121 = 1 : 8 \rightarrow$  формула раствора  $8\text{KCl} \cdot \text{KBr}$ .

Заметим, что если не учитывать выделение бромоводорода, масса осадка должна была быть равной:

$$v(\text{AgCl}) = v(\text{HCl}) = \frac{V_x(1 - \phi(\text{SO}_2))}{V_m} = 0,1137 \text{ моль}; m(\text{AgCl}) = 16,316 \text{ г},$$

что не соответствует условию задачи.

Итак,

**А** и **Б** – хлорид и бромид калия,

**W** – бром,

**X** – смесь бромоводорода и хлороводорода,

**Y** – смесь бромида и иодида серебра.

2 г твердого раствора при растворении выделяет 460 Дж теплоты.

$8 \cdot 74,5 + 119$  г твердого раствора выделяет при реакции  $x$  Дж теплоты.

$$\frac{2}{8 \cdot 74,5 + 119} = \frac{460}{x} \Rightarrow x = 164450 \text{ Дж}$$

2 г механической смеси выделяет 471 Дж теплоты.

$8 \cdot 74,5 + 119$  г смеси выделяет  $y$  Дж теплоты.

$$\frac{2}{715} = \frac{471}{y} \Rightarrow y = 168382,5 \text{ Дж}.$$

Тепловой эффект образования твердого раствора получается вычитанием первой реакции из второй:

$$Q_{\text{обр}} = 168\,382,5 \text{ Дж} - 164\,450 \text{ Дж} = 3\,932,5 \text{ Дж}.$$

#### Разбалловка

Определение веществ А, Б, W, X	4x 1 б. = 4 б.
Определение количественного состава твердого раствора	2 б.
Определение теплоты образования твердого раствора	4 б.
ИТОГО	10 б.

## 2.3. Критерии оценивания заданий Экспериментального тура

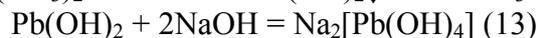
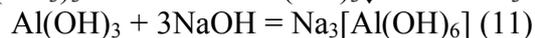
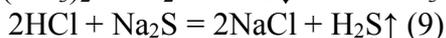
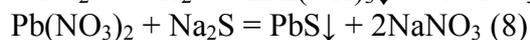
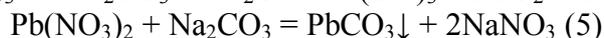
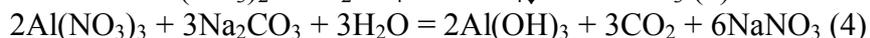
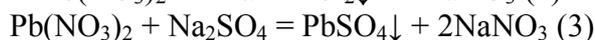
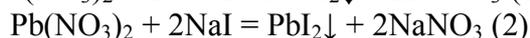
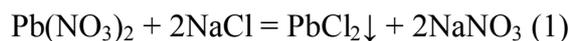
### 2.3.1. Задание 9 класса

	NaCl	NaI	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> S	NaOH
Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	-	-	-	↓	↓	↓**
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	↓ белый*	↓ желтый	↓ белый	↓	↓ черный	↓***
HCl	-	-	-	↑	↑	-

\* осадок PbCl<sub>2</sub> растворим в горячей воде

\*\* осадок растворяется в избытке раствора NaOH

\*\*\* осадок растворяется в избытке раствора NaOH при нагревании



#### Разбалловка

Установление соответствия между обозначениями пробирок и веществами в них (для двух комплектов)	9x1,5б. = 13,5 б.
Написание уравнений реакций (1) – (13)	13x0,5б. = 6,5 б.
<b>ИТОГО</b>	<b>20 б.</b>