

## 2 этап (заключительный)

## Химия - 9 класс

## Ключи к заданиям олимпиады (решения)

## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1.

7. Известняк –  $\text{CaCO}_3$  – карбонат кальция; негашеная известь  $\text{CaO}$ , оксид кальция; Гашеная известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , гидроксид кальция; Хлорная известь  $\text{CaCl}(\text{ClO})$ , хлорид-гипохлорит кальция; Гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , дигидрат сульфата кальция; Карбид кальция  $\text{CaC}_2$  ацетиленид (можно и карбид) кальция. Еще две широко известных разновидности кальцита – мрамор и мел.
8. Негашеная известь применяется в производстве стройматериалов, получение:  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{CO}_2$ . Гашеная известь применяется для строительных и ремонтных работ (побелка):  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ . Хлорная известь - простейший отбеливатель («белизна»), а также дезинфицирующее средство для уборки помещений:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}(\text{ClO}) + \text{H}_2\text{O}$ . Гипс (алебастр) также используется в строительстве и при ремонтах (вяжущий материал):  $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ . Карбид кальция применяется для производства ацетилена для газосварочных работ:  $\text{CaCO}_3 + 4\text{C} \xrightarrow{t^0} \text{CaC}_2 + 3\text{CO}$  или  $\text{CaO} + 3\text{C} \xrightarrow{t^0} \text{CaC}_2 + \text{CO}$ .

**Система оценивания:**

1. Формулы и номенклатурные названия соединений .....  $(1+1) \text{ б.} \times 6 = 12 \text{ б.}$   
 Разновидности кальцита – за любую одну или за обе вместе .....  $0,5 \text{ б.}$
2. Уравнения реакций .....  $1 \text{ б.} \times 5 = 5 \text{ б.}$   
 Области применения .....  $0,5 \text{ б.} \times 5 = 2,5 \text{ б.}$   
 Всего .....  $20 \text{ б.}$

2. Судя по тому, что при приливании  $\text{HCl}$  к фильтрату снова образовался осадок, щелочь была в избытке, иначе осадка бы не было.

7. Уравнения возможных реакций:  $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
8. При прокаливании осадка образовалось  $2,44/81,3 = 0,03$  моль  $\text{ZnO}$ . Следовательно, при приливании  $\text{NaOH}$  выпало в осадок  $0,03$  моль  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . Для осаждения такого количества гидроксида цинка по первому уравнению достаточно  $0,06$  моля гидроксида натрия, что соответствует  $0,06/1 = 0,06$  л или  $60$  мл  $1 \text{ M}$  раствора. Но этот ответ не полностью удовлетворяет условию (см. п. 1). Исходного  $\text{ZnCl}_2$  было  $6,82/136,3 = 0,05$  моль. Из него могло образоваться  $0,05$  моль  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , значит,  $0,05 - 0,03 = 0,02$  моль  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  растворилось снова, образовав  $0,02$  моль комплексной соли. Таким образом, всего щелочи было истрачено  $0,05 \cdot 2 + 0,02 \cdot 2 = 0,14$  моля, а объем ее  $1 \text{ M}$  раствора составил  $140$  мл. При прокаливании второго осадка было получено  $0,813/81,3 = 0,01$  моль  $\text{ZnO}$ , следовательно во втором осадке было  $0,01$  моль  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . Далее возможны два варианта:  
 а) Кислоты недостаточно для полного осаждения  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  из фильтрата (в котором содержатся  $0,02$  моля соли и, следовательно, из которого могут быть осаждены  $0,02$  моля  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ). В этом случае для осаждения  $0,01$  моль  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  необходимо  $0,01 \cdot 2 = 0,02$  моль  $\text{HCl}$  (см. уравнение), что соответствует  $20$  мл  $1 \text{ M}$  раствора.

б) Кислота в избытке, идет частичное растворение осадка и из 0,02 моль  $Zn(OH)_2$  остается 0,01 моль. Тогда на полное осаждение 0,02 моль  $Zn(OH)_2$  необходимо  $0,02 \cdot 2 = 0,04$  моль  $HCl$  и на растворение  $(0,02 - 0,01 = 0,01)$  0,01 моль  $Zn(OH)_2$  требуется  $0,01 \cdot 2 = 0,02$  моль  $HCl$ . Всего в этом случае необходимо  $0,04 + 0,02 = 0,06$  моль  $HCl$  или 60 мл 1 М раствора.

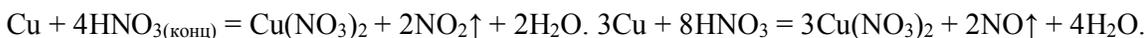
**Система оценивания:**

1. Уравнения реакций .....	1 б. $\times$ 5 = 5 б.
2. Расчет объема щелочи (если 60 мл, то 3 б) .....	5 б.
Расчет объема кислоты – за каждый случай по 5 б .....	5 б. $\times$ 2 = 10 б.
Всего .....	20 б.

3.

10. Молярные массы газов составляют: для **A**  $1,586 \cdot 29 = 46$  г/моль; для **B**  $1,34 \cdot 22,4 = 30$  г/моль. Обозначив молярную массу **C** за  $x$ , составим уравнение:  $(2 \cdot 46 + 1 \cdot 30 + 1 \cdot x) / 4 = 37,5$ . Решив его, получим  $x = 28$  г/моль. С учетом результатов качественного анализа смеси получают следующие газы: **A** –  $NO_2$ , **B** –  $NO$ , **C** –  $N_2$ .

11. В лаборатории оксиды азота  $NO_2$  и  $NO$  обычно получают действием, соответственно, концентрированной и разбавленной азотной кислоты на металлическую медь:



Оксид азота(II) также можно получить взаимодействием подкисленного раствора нитрита с такими восстановителями, как иодид-ион или соли железа(II), оксид азота(IV) – термолизом нитратов меди, железа, свинца и др. Азот получают при нагревании растворов, содержащих соли аммония и нитриты щелочных металлов либо термолизом азидата натрия:  $NH_4Cl + NaNO_2 \xrightarrow{t} NaCl + H_2O + N_2 \uparrow$ ;  $2NaN_3 \xrightarrow{t} 2Na + 3N_2 \uparrow$ . Но гораздо дешевле приобретать его сразу в баллонах.

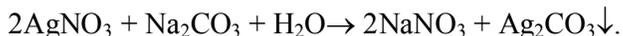
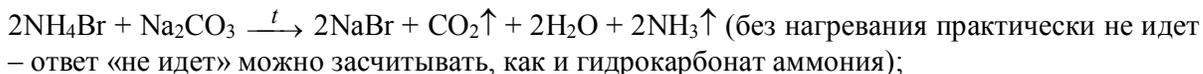
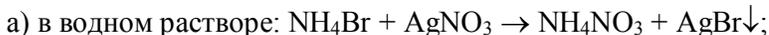
12. а) при понижении температуры молярная масса смеси будет увеличиваться в первую очередь за счет частичной димеризации диоксида азота  $2NO_2 = N_2O_4$ , а также (вначале в незначительной степени) и образования оксида азота(III):  $NO + NO_2 = N_2O_3$ ;

б) при повышении температуры молярная масса смеси будет уменьшаться за счет разложения диоксида азота  $2NO_2 = 2NO + O_2$  с образованием газов, имеющих меньшую молярную массу.

**Система оценивания:**

1. Формулы веществ А-С .....	3 $\times$ 3 = 9 б.
2. Уравнения реакций получения газов (по 1) .....	2 б. $\times$ 3 = 6 б.
3. Правильные выводы .....	0,5 б. $\times$ 2 = 1 б.
Уравнения реакций (по 1) .....	2 б. $\times$ 2 = 4 б.
Всего .....	20 б.

4.



$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NH}_4\text{Br} \xrightarrow{t} \text{NH}_3\uparrow + \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HBr}\uparrow$ . В этом случае в зависимости от скорости нагрева и соотношения компонентов возможно также:



$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaNO}_2 + 2\text{Ag} + \text{CO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$  (при сильном нагревании возможно и разложение нитрита натрия до оксида и смеси ( $\text{NO} + \text{NO}_2$ ));



**Система оценивания:**

1. Уравнения реакций (по 1)..... 2 б.  $\times 10 = 20$  б.  
 Всего ..... 20 б.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

5.

4. Пусть  $x$  г –  $m$   $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  в смеси, тогда  $2x$  г –  $m$   $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .  $M_r(\text{CuSO}_4) = 159,5$ ,  $M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,5$ ,  $M_r(\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 177,5$ . Массовая доля  $\text{CuSO}_4$  в смеси составляет  $(x \cdot 159,5 / 177,5 + 2x \cdot 159,5 / 249,5) : 3x = (0,899 + 1,279) : 3 = 0,726$ . Масса 500 мл воды равна 500 г. Пусть  $y$  г – искомая масса смеси кристаллогидратов, тогда  $0,726y$  г – масса  $\text{CuSO}_4$ , а  $(y + 500)$  г – масса раствора. По условию задачи  $0,726y : (y + 500) = 0,15$ , откуда  $y = 130,2$  г.
5. Из нашего расчета следует, что в 1 г смеси содержится 0,726 г или  $0,726 / 159,5 = 0,00455$  моля  $\text{CuSO}_4$  и  $1 - 0,726 = 0,274$  г или  $0,274 / 18 = 0,0152$  моля воды. Общее количество атомов будет равно  $(6 \cdot 0,00455 + 3 \cdot 0,0152) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 4,39 \cdot 10^{22}$  шт.
6. Химических способов идентификации катионов меди и сульфат-ионов можно придумать немало, приведем самые простые и известные из них. Опустив в пробу (порцию) голубого раствора чистый железный гвоздь, по его характерному покраснению однозначно установим, что в растворе есть медь. Добавив в другую пробу раствора раствор хлорида бария, по выпадению белого осадка сможем утверждать, что в нем есть сульфат-ионы (другие анионы, дающие белые осадки с барием – силикат, карбонат, сульфит – не могут присутствовать в растворе одновременно с медью). Уравнения реакций:  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$ ;  $\text{BaCl}_2 + \text{CuSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{CuCl}_2$ ;

**Система оценивания:**

1. Расчет массы смеси ..... 8 б.  
 2. Расчет количества атомов ..... 6 б.  
 3. Уравнения реакций, позволяющие подтвердить состав раствора ..... 2 б.  $\times 2 = 4$  б.  
 Наблюдения ..... 1 б.  $\times 2 = 2$  б.  
 Всего ..... 20 б.

6.

8. Пусть состав кристаллогидрата сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Количество атомов водорода в нем  $2n$ , кислорода  $12+n$ . По условию  $2n / (12+n) = 1,2$ , откуда  $n = 18$ . Молекулярная формула  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ .
9.  $M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342$ ,  $M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}) = 666$ . Массовая доля  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  в кристаллогидрате составляет  $342 / 666 = 0,514$  или 54,5 %.
10. Массовая доля Al в кристаллогидрате составляет  $54 / 666 = 0,0811$ . Следовательно, в 1 т кристаллогидрата содержится 0,0811 т или 81,1 кг алюминия, и это и есть максимальная масса алюминия, которую можно из этой 1 т извлечь.

Прежде, чем восстанавливать алюминий, надо перевести исходную соль в оксид. Можно сделать это в одну стадию сильным нагреванием, а можно сначала осадить гидроксид:  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 18H_2O \uparrow + 3SO_3 \uparrow$ . Восстановить алюминий мы сможем лишь электрическим током в отсутствие воды (в расплаве), либо металлотермией с очень активным металлом, кальцием или натрием (они более доступны). Сам оксид алюминия имеет очень высокую температуру плавления, поэтому проводят электролиз его раствора в расплаве криолита  $Na_3AlF_6$ , имеющего значительно более низкую точку плавления. Механизм процесса не очень прост, но суть его сводится к восстановлению алюминия на катоде и окислению кислорода на аноде:  $2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4Al + 3O_2 \uparrow$ .

**Система оценивания:**

1. Расчет состава соли ..... 5 б.
2. Расчет массовой доли ..... 5 б.
3. Масса алюминия ..... 5 б.
- Способ извлечения с уравнениями реакций ..... 5 б.
- Всего ..... 20 б.

7.

7. а) Находим количество веществ  $K_2CO_3$  и  $HCl$ :

$$v(K_2CO_3) = C(K_2CO_3) \cdot V_{p-ра}(K_2CO_3) = 0,03 \cdot 1,0 = 0,03 \text{ моль, аналогично находим, что } v(HCl) = 0,07 \text{ моль.}$$

Процесс, протекающий при сливании этих растворов ( $HCl$  в избытке):



Нагревание раствора приводит к удалению  $CO_2$ .

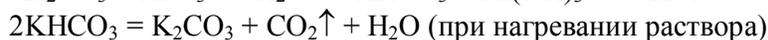
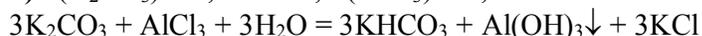
Ионы в полученном растворе:  $K^+$ ,  $H^+$ ,  $Cl^-$ .

Из уравнения реакции и количеств реагентов находим  $v(HCl)_{изб.} = 0,01$  моль,  $v(KCl) = 0,06$  моль. Из этого следует что,  $v(H^+) = 0,01$  моль,  $v(K^+) = 0,06$  моль,  $v(Cl^-) = 0,07$  моль.

Рассчитываем количество ионов (в штуках):  $N(X) = v(X) \cdot N_A$

$$N(H^+) = 6,02 \cdot 10^{21} \text{ штук, } N(K^+) = 3,61 \cdot 10^{22} \text{ штук, } N(Cl^-) = 4,21 \cdot 10^{22} \text{ штук.}$$

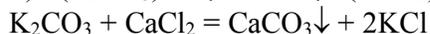
б)  $v(K_2CO_3) = 0,03$  моль,  $v(AlCl_3) = 0,01$  моль.



Ионы в полученном растворе:  $K^+$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $Cl^-$ .

$$N(K^+) = 3,61 \cdot 10^{22} \text{ штук, } N(CO_3^{2-}) = 9,03 \cdot 10^{21} \text{ штук, } N(Cl^-) = 1,81 \cdot 10^{22} \text{ штук.}$$

в)  $v(K_2CO_3) = 0,03$  моль,  $v(CaCl_2) = 0,02$  моль.



Ионы в полученном растворе:  $K^+$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $Cl^-$ .

$$N(K^+) = 3,61 \cdot 10^{22} \text{ штук, } N(CO_3^{2-}) = 6,02 \cdot 10^{21} \text{ штук, } N(Cl^-) = 1,20 \cdot 10^{22} \text{ штук.}$$

8. Найдем pH раствора, полученного сливанием растворов  $K_2CO_3$  и  $HCl$ :

$$C(H^+) = v(HCl)_{изб.} / (V_{p-ра}(K_2CO_3) + V_{p-ра}(HCl)) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ М, } pH = -\lg C(H^+) = 2,3.$$

**Система оценивания:**

1. Уравнения реакций ..... 2 б.  $\times 3 = 6$  б.
- Качественный состав (по 1 б за верный, по 0,5 б – с ошибками) ..... 1 б.  $\times 3 = 3$  б.
- Количество ионов в штуках ..... 1 б.  $\times 3 \times 3 = 9$  б.
2. Правильно рассчитанный pH (если без учета разбавления, то 1б) ..... 2 б.
- Всего ..... 20 б.

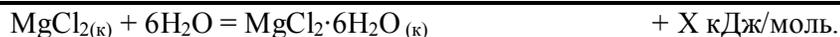
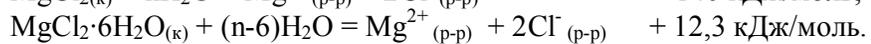
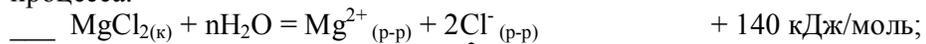
(Если указаны  $H^+$  и  $OH^-$  во всех растворах, то «призовой» 1 б., а если для случая а) посчитано количество  $OH^-$  через  $K_w$ , то еще 1б.).

8.

7. Молярная теплота растворения – это количество тепла, выделяющееся при растворении 1 моля вещества.

Количество безводного  $\text{MgCl}_2$  в 9,52 г составляет  $9,52/95,2 = 0,1$  моля, следовательно при растворении 1 моля безводного  $\text{MgCl}_2$  выделится в 10 раз больше тепла. Таким образом, молярная теплота растворения  $\text{MgCl}_2$  составит 140 кДж/моль. Аналогично молярная теплота растворения  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  получается  $14/24,3 : 9,52/203,2 = 12,3$  кДж/моль.

8. Запишем термохимические уравнения для процессов растворения солей и для требуемого процесса:



Видно, что требуемый процесс – это просто разность между первым и вторым, а значит, и теплота этого процесса есть разность между вычисленными нами теплотами. То есть  $X = 140 - 12,3 = 127,7$  кДж/моль. Тогда при образовании 2,03 г или  $2,03/203,2 = 0,01$  моль  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  из безводной соли выделится  $0,01 * 127,7 = 1,28$  кДж тепла.

**Система оценивания:**

- |  |                  |
|--|------------------|
| 1. Расчет теплот растворения.....  | 5 б. × 2 = 10 б. |
| 2. Расчет молярной теплоты образования $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды (если самой цифры нет, но есть уравнения и логика расчета, то баллы ставятся)..... | 5 б.             |
| Расчет количества тепла .....  | 5 б.             |
| Всего .....  | 20 б.            |