

Решения и критерии оценивания олимпиадных заданий

Задача 1. «Найди слова»

Решение:

О	Ш	С	Ё	Е	Ю	Н	Н	В	М	Р	Ь	Н	Г
М	Е	Т	А	Л	Л	К	В	О	Д	А	Ж	Б	Б
Э	Л	Е	К	Т	Р	О	Н	Н	Й	В	П	А	Ж
Г	П	А	У	П	К	И	Ю	О	Р	И	Ъ	Л	Ф
К	Ь	В	Щ	Й	И	З	Ж	М	М	Ф	Щ	Ю	Т
Л	У	О	В	П	С	О	Й	П	Г	Г	Ш	М	О
Ж	А	Г	Ж	И	Л	Т	У	Й	У	Л	С	И	Р
Л	З	А	Е	О	О	О	Ш	Ъ	Р	Ф	Ш	Н	П
Ж	О	Д	Л	Н	Т	П	Ё	С	О	Д	А	И	Е
П	Т	Р	Е	Н	А	С	Ж	В	И	Й	Ы	Й	Р
А	М	О	З	Ъ	Ж	Г	Й	Я	Р	Ы	Ф	С	И
Щ	Ж	З	О	Л	Х	А	Ъ	О	К	С	И	Д	О
Е	А	Ч	Н	Ъ	М	Ы	Ф	Ъ	Я	У	Л	А	Д
И	Й	С	Е	С	Е	Р	А	Э	К	Ф	Ю	Ч	Ь

1. Вода
2. Кислота
3. Ион
4. Авогадро
5. Сера
6. Железо
7. Электрон
8. Алюминий
9. Период

Тогда, аналогично, $Mr(C) = \frac{2}{0,0366} = 54,64$ г/моль. Количество атомов кислорода: $\frac{54,64 \cdot 0,5854}{16} = 2$. Получаем, что $Ar(X) = 54,64 - 2 - 32 = 20,6$ г/моль. Элемента с такой атомной массой снова нет. Для случая, когда атомов водорода 3:

$Mr(C) = \frac{3}{0,0366} = 82$ г/моль. Атомов кислорода: $\frac{82 \cdot 0,5854}{16} = 3$. Тогда, $Ar(X) = 82 - 3 - 48 = 31$ г/моль. Такая масса соответствует **фосфору**, тогда полученная формула кислоты **C** – H_3PO_3 . Такая кислота действительно существует, а описание об элементе **X** и его соединениях лишь подтверждают, что **X** — это **фосфор**. Его название означает «несущий свет», потому что в 1669 году Бранд выделил его нагреванием смеси песка и выпаренной мочи и заметил, что фосфор светится в темноте.

3. Явление, при котором один и тот же элемент способен образовывать несколько простых веществ с различными физическими свойствами, называется **аллотропией**.

4. Формула кислоты **C** была определена в п.2. Зная, что **X** — P, можно определить формулы других кислот. Для вещества **D**:

$\omega(H) : \omega(X) : \omega(O) = \frac{3,06}{1} : \frac{31,63}{31} : \frac{65,31}{16} = 3,06 : 1,02 : 4,08 = 3 : 1 : 4$. То есть, формула **D** – H_3PO_4 .

Для вещества **E**:

$\omega(H) : \omega(X) : \omega(O) = \frac{4,55}{1} : \frac{46,97}{31} : \frac{48,48}{16} = 4,55 : 1,52 : 3,03 = 3 : 1 : 2$.

Отсюда, формула **E** – H_3PO_2 .

Для вещества **H**:

$\omega(H) : \omega(X) : \omega(O) = \frac{1,25}{1} : \frac{38,75}{31} : \frac{60,00}{16} = 1,25 : 1,25 : 3,75 = 1 : 1 : 3$.

Получили формулу **H** – HPO_3 .

Кислота **C** (H_3PO_3) была получена добавлением к веществу **A** воды. Логично утверждать, что **A** – ангидрид **C**, то есть оксид фосфора (III) – P_2O_3 . Это же касается и вещества **B** – это ангидрид H_3PO_4 , то есть оксид фосфора(V) – P_2O_5 .

Определение формулы **F** несколько поинтереснее, ввиду того, что катион, входящий в его состав, неизвестен. Для того, чтобы определить катион, входящий в **F**, рассчитаем массовую его массовую долю по остатку: $\omega(\text{катиона}) = 100 - 1,50 - 23,22 - 23,97 = 51,31$ %.

$\omega(\text{катиона}) : \omega(H) : \omega(P) : \omega(O) = \frac{51,31}{Mr(\text{катиона})} : \frac{1,50}{1} : \frac{23,22}{31} : \frac{23,97}{16} = \frac{51,31}{Mr(\text{катиона})} : 1,50 : 0,749 : 1,50 = \frac{51,31}{Mr(\text{катиона})} : 2 : 1 : 2$.

При $\frac{51,31}{Mr(\text{катиона})} = 1,50$ $Mr(\text{катиона}) = 34,2$ г/моль, что не соответствует ни одному подходящему по смыслу задачи катиону.

При $\frac{51,31}{Mr(\text{катиона})} = 0,75$ $Mr(\text{катиона}) = 68,4$ г/моль, что также не подходит.

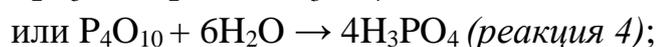
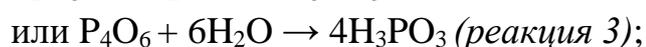
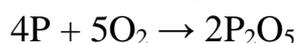
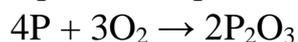
При $\frac{51,31}{Mr(\text{катиона})} = 0,375$ $Mr(\text{катиона}) = 137$ г/моль, что соответствует молярной массе бария, а соотношение в соли **F**: $0,375 : 1,50 : 0,749 : 1,50 = 1 : 4 : 2 : 4$. То есть, **F** – $\text{BaH}_4\text{P}_2\text{O}_4$, то есть $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, соль H_3PO_2 .

При взаимодействии $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$ с H_2SO_4 происходит реакция ионного обмена, что и было упомянуто в условии задачи. Таким образом, **G** – BaSO_4 .

Шифр	Формула	Название
A	$\text{P}_2\text{O}_3(\text{P}_4\text{O}_6)$	Оксид фосфора (III), триоксид фосфора
B	$\text{P}_2\text{O}_5(\text{P}_4\text{O}_{10})$	Оксид фосфора (V), пентаоксид фосфора
C	H_3PO_3	Фосфористая кислота
D	H_3PO_4	Фосфорная, ортофосфорная кислота
E	H_3PO_2	Фосфорноватистая кислота
F	$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$	Гипофосфит бария
G	BaSO_4	Сульфат бария
H	HPO_3	Метафосфорная кислота
X	P	
Y	$\text{P}(\text{P}_4)$	

При оценивании формул засчитываются и те, что написаны в скобках.

5. Уравнения реакций:



6. Степень окисления элемента – это его условный заряд в соединении, вычисленный из предположения, что все ковалентные полярные связи превратились в ионные.

Валентность – число химических связей, образуемых атомом.

7. Начнём с определения степени окисления фосфора в кислотах. Обозначим её за **n** для каждого случая. Зная, что у кислорода степень окисления во всех кислотах **2-**, у водорода **1+**, а молекула целиком должна оставаться нейтральной, получим:

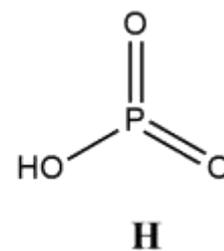
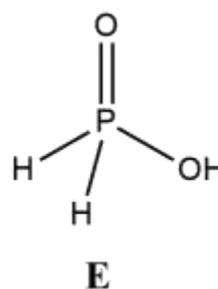
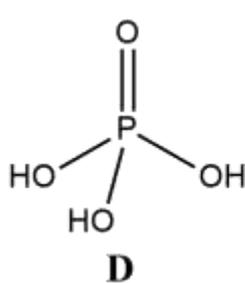
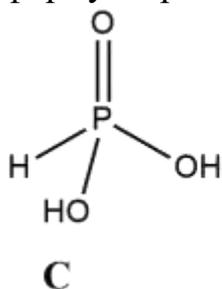
1) в H_3PO_3 (**C**) $1 \cdot 3 + 3 \cdot (-2) + n = 0$, $n = 6 - 3 = +3$.

2) в H_3PO_4 (**D**) $1 \cdot 3 + 4 \cdot (-2) + n = 0$, $n = 8 - 3 = +5$.

3) в H_3PO_2 (**E**) $1 \cdot 3 + 2 \cdot (-2) + n = 0$, $n = 4 - 3 = +1$.

4) в HPO_3 (**H**) $1 \cdot 1 + 3 \cdot (-2) + n = 0$, $n = 6 - 1 = +5$.

Для определения **валентности** необходимо представить структурные формулы рассматриваемых кислот:



Как видно из структур кислот, **во всех** соединениях валентность фосфора равна пяти.

Система оценивания:

- | | | | |
|---|----------------------------|-----|--------|
| 1. Ответ о том, что C, D, E принадлежат кислотам | 1 балл | 1,5 | балла |
| Ответ о том, что H тоже принадлежит кислотам | 0,5 балла | | |
| 2. Определение элемента X | 1 балл | 2 | балла |
| Объяснение его названия | 1 балл | | |
| 3. Название явления | 1 балл | 1 | балл |
| 4. За каждую верную формулу | 1 балл, название 0,5 балла | 12 | баллов |
| 5. За каждое уравнение реакции | 1 балл | 5 | баллов |
| с неверными коэффициентами | 0,5 балла | | |
| 6. За каждое определение | 1 балл | 2 | балла |
| 7. За каждую степень окисления | 1 балл | 4 | балла |
| Ответ о том, что валентность в каждом равна V | 1,5 балла | 1,5 | балла |
| Любой другой ответ | 0 баллов | | |

ИТОГО:

29 баллов

Задача 3. «Разложение нитратов»

Решение:

1. Соли **A-C** – нитраты (по условию задачи). При разложении **A** образуется соль, состоящая из тех же атомов, что и исходное вещество **A**. Тогда, убрать можно утверждать, что образующаяся соль – нитрит (соль азотистой кислоты HNO_2) металла, который входит в состав исходного нитрата. Обозначим его формулу за $\text{Me}^{n+}(\text{NO}_2)_n$, где **Me** – неизвестный металл. Получаем, что

$$\frac{Mr(\text{Me})}{Mr(\text{Me})+14n+32n} = 0,4588. \text{ Составим таблицу молярной массы металла}$$

в зависимости от **n** – его степени окисления:

n	Mr(Me), г/моль	Металл
1	39	К
2	78	-
3	117	-
4	156	-
5	195	-
6	234	-
7	273	-
8	312	-

Так, продукт реакции – KNO_2 , значит исходный **A** – KNO_3 . Бесцветный газ, образующийся при разложении нитрата калия – **кислород**, это можно понять из логики реакции, и посмотрев, из каких элементов состоит исходный нитрат, а также по подсказке в таблице: в атмосфере кислорода вспыхивает тлеющая лучинка.

Определим нитрат **B**. Нетрудно понять, что газ, окрашенный в бурый цвет – **оксид азота (IV) NO_2** , учитывая то, что мы имеем дело с разложением нитрата. Другой газ в смеси с ним – всё тот же кислород. Таким образом, видимо, в этот раз в качестве твёрдого продукта реакции образуется не нитрит металла, а его оксид, в том числе учитывая высокое содержание металла по массе в его соединении. Обозначим неизвестный оксид за $\text{Me}^{n+}_2\text{O}_n$. Аналогично составим таблицу зависимости молярной массы **Me** от **n** по уравнению

$$\frac{2Mr(\text{Me})}{2Mr(\text{Me})+16n} = 0,9283$$

n	Mr(Me), г/моль	Металл
1	103,5	-
2	207,0	Pb

При значениях $n > 2$ получаем слишком большие значения молярной массы металла.

Отсюда получаем, что твёрдый продукт реакции **X** – PbO. Это означает, что **B** – Pb(NO₃)₂.

Для нитрата **C** известно, что при его разложении также образуется смесь оксида азота (IV) и кислорода, а твёрдым продуктом является твёрдое простое вещество **Y** белого цвета. Можем предположить, что **Y** – металл, образующий исходный нитрат **C**. В таком случае, его массовая доля в **C** равна $\frac{0,6353}{1,000} = 0,6353$ (или же 63,53 %). Обозначим **C** за Meⁿ⁺(NO₃)_n и

составим таблицу по уравнению $\frac{Mr(Me)}{Mr(Me)+14n+48n} = 0,6353$.

n	Mr(Me), г/моль	Металл
1	108	Ag
2	216	-

При значениях $n > 2$ получаем слишком большие значения молярной массы металла.

тогда, **C** – AgNO₃, простое вещество **Y** – Ag.

2. Формулы **X** и **Y** были определены в п.1 Уравнения реакций:
 $2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$ (реакция 1);
 $2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$ (реакция 2);
 $2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2$ (реакция 3);

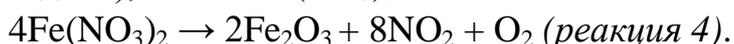
Можно заметить закономерность: активные металлы (стоящие слева от водорода в ряду активности металлов) разлагаются с образованием соответствующих нитритов и кислорода. Металлы средней активности (в середине ряда активности металлов, правее водорода), такие как свинец, разлагаются с образованием оксида металла и смеси оксида азота(IV) с кислородом. Металлы с низкой активностью (в ряду активности после меди) разлагаются с образованием чистого металла и смеси NO₂ и O₂.

3. При разложении **D** образовалась смесь NO₂ и O₂ и твёрдое **Z**₁. Логично предположить, что **Z**₁ – оксид металла, образующего исходный нитрат, но «нарушение закономерности» состоит в том, что металл меняет свою

степень окисления. Обозначим неизвестный оксид за $Me^{n+}_2O_n$ и составим таблицу по уравнению $\frac{2Mr(Me)}{2Mr(Me)+16n} = 0,7000$:

n	Mr(Me), г/моль	Металл
1	18,67	-
2	37,33	-
3	56,00	Fe
4	74,67	-
5	93,33	-
6	112,00	Cd (-)
7	130,67	-
8	149,33	-

Получаем, что образующийся оксид – это Fe_2O_3 . Так как в нём степень окисления металла больше, чем в исходном нитрате (по условию задачи), то **D** – $Fe(NO_3)_2$.



Для определения **E** найдем количество выделяющегося газа (NO_2):

$$n(NO_2) = \frac{250}{1,000 \cdot 22,4} = 0,011 \text{ моль.}$$

Если предполагать, что мольное соотношение оксида азота(IV) к исходному нитрату равно 1 к 1, то

$$Mr(E) = \frac{1,000}{0,011} = 89,5 \text{ г/моль.}$$

При вычете одного остатка NO_3^- (62 г/моль) останется 27,5 г/моль, что могло соответствовать кремнию, но нитрата $SiNO_3$ не существует. При мольном соотношении оксида азота (IV) к **E**

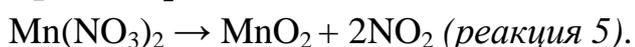
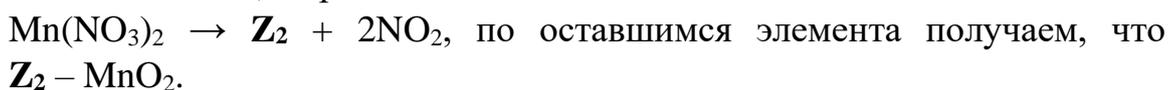
1 к 2, получаем, что $Mr(E) = \frac{1,000}{0,011 \cdot 0,5} = 179 \text{ г/моль.}$ Вычитая один остаток

NO_3^- получим 117 г/моль. Такой массе не соответствует ни один элемент.

Вычитаем ещё один остаток NO_3^- и получаем 55 г/моль, что

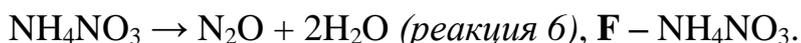
соответствует **марганцу**, то есть **E** – $Mn(NO_3)_2$. Так как мы получили,

что мольное соотношение исходного нитрата и оксида азота (IV) 1 к 2 соответственно, то реакция выглядит так:



Для определения **F** нетрудно догадаться, что газ, конденсирующийся в бесцветную жидкость, которая является одним из самых популярных растворителей, – это **вода H_2O** . Среди несолеобразующих оксидов – CO , SiO , N_2O , NO нам подойдут только те, что содержат азот (по логике задачи: **F** – нитрат). «Веселящий газ» - такое название получил именно

оксид азота (I) – N₂O, который и является вторым продуктом реакции. Таким образом, можно догадаться, что разложению подвергался **нитрат аммония**:



4. Азотная кислота при интенсивном нагревании способна разлагаться по уравнению:



Система оценивания:

- | | |
|--|----------|
| 1. Формулы A-C по 1 баллу, газы по 1 баллу | 5 баллов |
| 2. Формулы X, Y по 1 баллу, реакции по 1 баллу
С неверными коэффициентами по 0,5 балла
Описанная закономерность 1 балл | 6 баллов |
| 3. Формулы D-F по 1 баллу, реакции по 1 баллу
С неверными коэффициентами по 0,5 балла | 6 баллов |
| 4. Положительный ответ о способности разложения 1 балл
Уравнение реакции разложения 1 балл
С неверными коэффициентами 0,5 балла
Если участник не ответил конкретно на вопрос о способности разложения, но сразу привел уравнение реакции – выставить баллы как за положительный ответ о способности разложения. | 2 балла |

ИТОГО:

19 баллов

Задача 4. «Малахит»

Решение:

- Молярная масса малахита равна: $64 \cdot 2 + 17 \cdot 2 + 12 + 48 = 222$ г/моль. Средними солями в неорганической химии называют соли, состоящие только из катионов металла (или аммония NH₄⁺) и кислотного остатка. Кислыми – из катионов металла, кислотного остатка и водорода H⁺ водорода, который остался вследствие неполной нейтрализации кислоты). Основными – из катионов металла, кислотного остатка и гидроксигрупп OH⁻ (оставшимися из-за неполной нейтрализации основания). В соответствии с этими определениями, малахит Cu₂(OH)₂CO₃ относится к группе **основных** солей. Сульфат меди CuSO₄ – к группе **средних**, а гидрокарбонат натрия NaHCO₃ – к **кислым**.
- Уравнения реакций:
$$2\text{CuSO}_4 + 4\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 + 3\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$
$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4.$$

3. Рассчитаем количество (в молях) образующегося малахита:

$$n(\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3) = \frac{22,2}{64+17 \cdot 2+12+16 \cdot 3} = 0,1 \text{ моль.}$$

По коэффициентам реакции видно, что по молям сульфата меди должно быть вдвое больше, то есть $n(\text{CuSO}_4) = 0,2$ моль. Отсюда, $m(\text{CuSO}_4) = 0,2 \cdot (64 + 32 + 64) = 32$ г.

Аналогично, $n(\text{NaHCO}_3) = 4 \cdot 0,1 = 0,4$ моль.

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,4 \cdot (23 + 12 + 1 + 48) = 33,6 \text{ г.}$$

4. Посчитаем массовую долю чистого сульфата меди в его кристаллогидрате:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{Mr(\text{CuSO}_4)}{Mr(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{64+32+64}{(64+32+64)+5 \cdot 18} = 0,64. \text{ Так как}$$

необходимо использовать 32 г. CuSO_4 , то получаем, что 64 % от массы взятого кристаллогидрата составляют 32 г. Тогда вся масса взятого

$$\text{кристаллогидрата составит } m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{32}{0,64} = 50 \text{ г.}$$

Соль, о которой идет речь – сульфат натрия Na_2SO_4 . Масса конечного раствора будет равна сумме масс исходных реагентов за вычетом массы полученного осадка – малахита:

$$m(\text{раствора в конце}) = 32 + 33,6 + 200(\text{H}_2\text{O}) - 22,2 = 243,4 \text{ г.}$$

По уравнению реакции $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 2 = 0,2$ моль. Отсюда, $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot (23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) = 28,4$ г.

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{28,4}{243,4} \cdot 100\% = 11,67 \%.$$

По уравнению реакции $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$ нетрудно заметить, что количество вступающего в реакцию хлорида бария равно количеству сульфата натрия, то есть $n(\text{BaCl}_2) = 0,2$ моль. Тогда, $m(\text{BaCl}_2) = 0,2 \cdot (137 + 35,5 \cdot 2) = 41,6$ г. Отсюда, масса раствора равна:

$$m = \frac{41,6}{0,2} = 208 \text{ г.}$$

Система оценивания:

- | | |
|--|------------------|
| 1. Молярная масса малахита <i>1,5 балла</i> | 6 баллов |
| Соответствие каждой соли по группам по <i>1,5 балла</i> | |
| 2. Уравнение реакции образования малахита <i>1,5 балла</i> | 2,5 балла |
| С неверными коэффициентами <i>0,5 балла</i> | |
| Уравнение реакции $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2$ <i>1 балл</i> | |
| С неверными коэффициентами <i>0,5 балла</i> | 3 балла |
| 3. Расчет массы для каждой соли по <i>1,5 балла</i> | |
| 4. Расчет массы кристаллогидрата меди <i>1,5 балла</i> | 1,5 балла |
| 5. Расчет массовой доли <i>1,5 балл</i> | 3 балла |
| Расчет массы раствора <i>1,5 балл</i> | |

ИТОГО:

16 баллов