

**Министерство образования и науки РТ  
Казанский федеральный университет**

**Муниципальный этап Всероссийской олимпиады  
школьников по химии 2023–2024 гг.  
Решения**

## **Инструкция для жюри**

**Жирным шрифтом** выделены правильные ответы, за которые начисляются баллы, и разбалловка.

Во многих расчетных задачах оцениваются промежуточные шаги. Школьник может решать задачу не так, как в авторском решении, при этом, если он получил верный конечный ответ, решение должно быть оценено полным баллом как за этот ответ, так и за все шаги, ведущие к нему в авторском решении.

В многоступенчатых расчетных задачах за одну чисто арифметическую ошибку, приведшую к численно неверному ответу, суммарный балл за весь расчет не должен снижаться более чем наполовину.

Уравнения реакций с неверными или отсутствующими коэффициентами, как правило, оцениваются в половину от максимального количества баллов, а в тех случаях, когда уравнения без коэффициентов приведены в самом условии, в 0 баллов.

Школьники могут использовать при решении как округленные до целого числа, так и точные (1–3 знака после запятой) атомные массы элементов. В последнем случае ответ может содержать больше значащих цифр, чем приведено в данном решении.

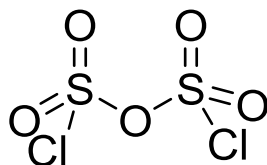
При проверке работ одну и ту же задачу у всех участников должен проверять один человек.

Максимальный балл за каждую задачу различен и указан в конце решения. Максимальный балл за все задачи в 8 классе 51 балл, в 9 классе 54 балла, в 10 классе 50 баллов, в 11 классе 62 балла.

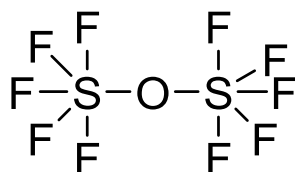
## 8 класс

### Задание 1.

- Такие оксогалогениды имеют общую формулу  $\text{SOHal}_2$  (4 различных оксогалогенида – по количеству галогенов) либо  $\text{SOHalHal}'$  (различных пар галогенов 6). Итого 10 различных возможных молекул.
- Структурная формула:



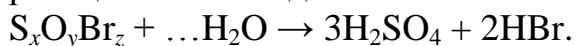
- Такой оксофторид имеет состав  $\text{S}_2\text{OF}_{10}$ .



4.  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = cV = 7.81 \cdot 10^{-3}$  моль

$n(\text{HBr}) = cV = 5.21 \cdot 10^{-3}$  моль

Видно, что количества  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HBr}$  соотносятся как  $7.81:5.21 = 1.5:1 = 3:2$ .  
Значит, если исходный оксогалогенид имеет формулу  $\text{S}_x\text{O}_y\text{Br}_z$ , уравнение реакции имеет вид:



Из этой схемы Можно предположить  $x = 3, z = 2$ .

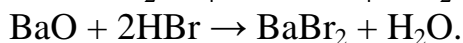
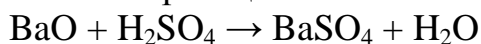
Из уравнения реакции:  $n(\text{оксогалогенида}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)/3 = 2.603 \cdot 10^{-3}$  моль

$M(\text{оксогалогенида}) = 1/2.603 \cdot 10^{-3} = 384$  г/моль.

За вычетом 3 атомов серы и 2 атомов брома остается  $384 - 32 \cdot 3 - 80 \cdot 2 = 128 = 16 \cdot 8$ .

Значит,  $y = 8$ , формула оксогалогенида –  $\text{S}_3\text{O}_8\text{Br}_2$ .

Запишем реакции кислот с оксидом бария:



На нейтрализацию обеих кислот понадобится следующее количество оксида:

$$n(\text{BaO}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) + 0.5n(\text{HBr}) = 0.010415 \text{ моль}.$$

$$m(\text{BaO}) = 0.010415 \cdot 153.3 = \mathbf{1.60 \text{ г}}.$$

1	За ответ 4 – 1 балл За ответ 10 – 3 балла	3 балла
2	Структурная формула - 2 балла	2 балла
3	Молекулярная формула – 2 балла Структурная формула – 2 балла	4 балла
4	Формула оксогалогенида – 4 балла (если формула не получена, но рассчитаны количества	6 баллов

кислот в растворе – 1 балл)	
Масса оксида бария – 2 балла	

**Всего максимум 15 баллов.**

**Задание 2.**

1. Формула гидроксида хрома(III):  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

Уравнение реакции разложения:  $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ .

2. Гидроксид имеет формулу  $\text{M}(\text{OH})_2$ . Если молярная масса металла равна  $M$ , то молярная масса гидроксида равна  $M + 34$ , значит, именно такую массу подвергли разложению на первой стадии. Согласно уравнению реакции  $\text{M}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MO} + \text{H}_2\text{O}$ , на первой стадии образуется 1 моль оксида  $\text{MO}$  массой  $x = M + 16$  г.

На второй стадии разложению подвергли  $x = M + 16$  г  $\text{M}(\text{OH})_2$ .

$$n(\text{MO}) = n(\text{M}(\text{OH})_2) = \frac{M + 16}{M + 34}$$

$$m(\text{MO}) = \frac{M + 16}{M + 34} \cdot (M + 16) = \frac{(M + 16)^2}{M + 34} = 64.86$$

Решением полученного уравнения является  $M = 63.5$  г/моль, значит, **A –  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .**

3. Гидроксид меди – синий, а оксид меди – черный.

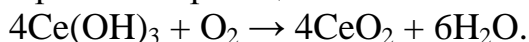
4. 42.9% соответствует примерно 3/7, то есть продукт –  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Уравнение реакции:



Реакцию с гидроксидом церия необходимо записать с участием кислорода, поскольку, во-первых, иначе она не уравнивается с продуктами  $\text{CeO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ , во-вторых, реакция проводится на воздухе.

Уравнение реакции:



<b>1</b>	Формула гидроксида хрома – 1 балл Уравнение реакции – 1 балл	<b>2 балла</b>
<b>2</b>	Состав A – 5 баллов (без расчета – 0 баллов; Если составлено квадратное уравнение, но ответ не получен – 3 балла)	<b>5 баллов</b>
<b>3</b>	Окраска оксида и гидроксида – по 1 баллу	<b>2 балла</b>
<b>4</b>	Формула $\text{Fe}_3\text{O}_4$ – 2 балла Уравнения 2 реакций с коэффициентами – по 1 баллу	<b>4 балла</b>

**Всего максимум 13 баллов.**

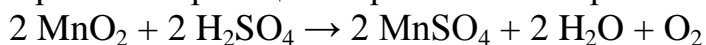
### Задание 3.

1. Единственный металл, находящийся при комнатной температуре в жидком агрегатном состоянии – это ртуть (**В** – Hg). Что касается газа **Х**, то, согласно теории флогистона, широко распространенной на начальных этапах становления химии как науки, он рассматривается как некая материя с отрицательной массой, которая выделяется при горении металлов (что в современных представлениях соответствует образованию оксидов при взаимодействии металлов с кислородом воздуха). Следовательно, «бесфлогистонный воздух» – вещество, которое образуется в обратном процессе – при термическом разложении оксида металла. Таким образом, **Х** – O<sub>2</sub>, **А** – HgO.

Уравнение реакции разложения оксида ртути:  $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

2. В опытах Шееле Mn(IV) играет роль окислителя, восстанавливаясь до Mn(II). Вполне понятно, что восстановителем при взаимодействии Mn(IV) с соляной кислотой может быть только хлорид-ион, окисляющийся до хлора Cl<sub>2</sub> – желто-зеленого газа **У**.

Уравнения реакций пиролюзита с серной и соляной кислотами:



3. Единственный газ, подходящий по описанию и являющейся аллотропной модификацией кислорода – это озон O<sub>3</sub>.

#### Система оценивания:

1.	Формулы соединений <b>А</b> , <b>В</b> и <b>Х</b> – по 1 баллу Уравнение реакции – 1 балл	4 балла
2.	Соединение <b>У</b> – 1 балл Уравнения реакций – по 1.5 балла	4 балла
3.	Соединение <b>З</b> – 1 балл	2 балла

Всего максимум 10 баллов

### Задание 4.

1. Масса вступившего в реакцию **Х** равна:  $m(\text{X}) = 10 - 1.09 = 8.91$  г.

**У** полностью вступил в реакцию, значит, по закону сохранения массы, масса продукта составляет  $m(\text{U}) = 8.91 + 5.00 = 13.91$  г.

$$w(\text{X}) = 5.00/13.91 = \mathbf{35.95\%};$$

$$w(\text{Y}) = 8.91/13.91 = \mathbf{64.05\%}.$$

2. Газ с запахом тухлых яиц – это сероводород, то есть **З** – H<sub>2</sub>S. Значит, **Х** – сера (**У** обладает металлическим блеском, что не соответствует внешнему виду серы: она желтая и не имеет характерного для металлов блеска).

Общая формула сульфидов – соединений серы с другими элементами, в которых степень окисления серы равна –2, - имеет вид X<sub>2</sub>S<sub>*n*</sub>, где +*n* – степень

окисления X в составе U. Для данной общей формулы можно составить уравнение:

$$0.6405 = \frac{32.06n}{2M(X) + 32.06n}$$

Выразим из него молярную массу X, получим:  $M(X) = 9n$ .

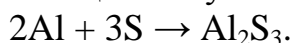
При  $n = 1$   $M(X) = 9$  г/моль – соответствует бериллию, но он не образует соединения в с.о. +1.

При  $n = 2$   $M(X) = 18$  г/моль – не соответствует никаким элементам.

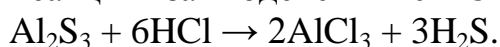
При  $n = 3$   $M(X) = 27$  г/моль – соответствует алюминию в с.о. +3.

Значит, Y – алюминий, U –  $Al_2S_3$ .

Реакция получения U:



Реакция взаимодействия с HCl:



$$3. n(Al_2S_3) = 13.91/150.14 = 0.09265 \text{ моль}$$

$$n(H_2S) = 3n(Al_2S_3) = 0.2779 \text{ моль}$$

$$V(H_2S) = 0.2779 \cdot 22.4 = \mathbf{6.23 \text{ л.}}$$

4.  $n_0(Al) = 10/27 = 0.370$  моль,  $n_0(S) = 5/32.06 = 0.156$  моль – алюминий в избытке, значит, в итоговой смеси будет только сульфид алюминия и остаток алюминия.

$$n(Al_2S_3) = 0.156/3 = 0.0520 \text{ моль}$$

$$n(Al) = 0.370 - 2 \cdot 0.0520 = 0.266 \text{ моль}$$

Сульфид алюминия с HCl вновь дает  $H_2S$ , а алюминий – водород:  $2Al + 6HCl \rightarrow 3H_2 + 2AlCl_3$ .

$$n(H_2S) = 3n(Al_2S_3) = 0.156 \text{ моль}$$

$$n(H_2) = 1.5n(Al) = 0.399 \text{ моль}$$

$$V_{\text{газов}} = (0.156 + 0.399) \cdot 22.4 = \mathbf{12.4 \text{ л.}}$$

1	Расчет массы X в соединении (8.91 г) – 1 балл Значения 2 массовых долей – по 1 баллу	3 балла
2	Формула U – 1,5 балла Формула Z – 1,5 балла (если состав Z не обоснован, за Z выставляется 1 балл; если получено выражение $9n$ , но не получен алюминий – 2 балла) 2 уравнения реакций – по 1 баллу	5 баллов
3	Расчет объёма – 2 балла	2 балла
4	Расчет количеств сероводорода и водорода – по 1 баллу Расчет суммарного объёма – 1 балл	3 балла

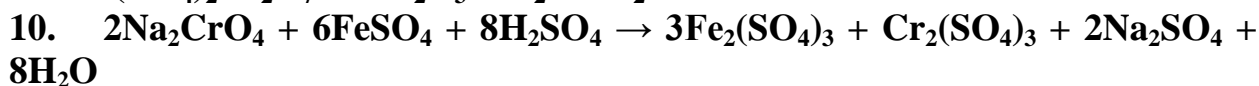
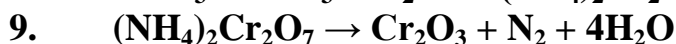
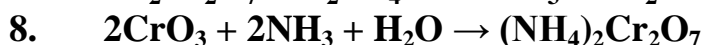
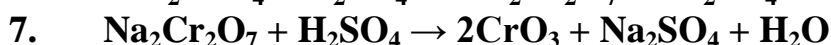
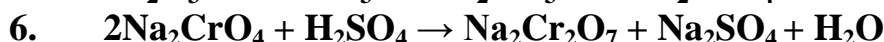
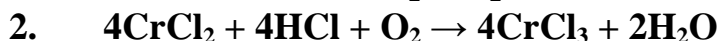
**Всего максимум 13 баллов.**

## 9 класс

### Задание 1.

1. А – CrCl<sub>2</sub>, В – CrCl<sub>3</sub>, С – Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, D – Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Е – CrO<sub>3</sub>, F – (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, G – Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, H – Cr(OH)<sub>3</sub> (по 1 баллу за формулу)

2. Уравнения реакций:



(по 0.5 балла за уравнение)

3. Аргон используется для вытеснения растворенного в воде кислорода, что препятствует окислению хрома до степени окисления +3 по реакции 2 (1 балл).

Всего максимум 15 баллов.

### Задание 2.

Решение:

1. Реакция образования осадка с серебром:



Электролиз раствора, содержащего анион:



2. Если NaX содержит 46.9 % натрия, то молярная масса NaX равна  $23/0.469 = 49$  г/моль, а молярная масса X =  $49 - 23 = 26$  г/моль, что может соответствовать CN<sup>-</sup> (1 балл). Аналогично получаем, что M(Y) = 58 г/моль. Y образуется из X при действии простого вещества жёлтого цвета – серы. Этому условию удовлетворяет SCN<sup>-</sup> (1 балл).

3. HX – это HCN. Смесь HCN и вещества С в соотношении 1 к 3 имеет среднюю молярную массу  $4.125 \cdot 2 = 8.25$  г/моль. Свяжем эту величину с молярными массами HCN и С:

$$8.25 = 0.25 \cdot 27 + 0.75 \cdot M(C)$$

Откуда  $M(C) = 2$  г/моль. Это водород (1 балл).

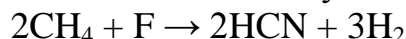
Тогда правая часть первого уравнения имеет вид:



Учитывая большое количество водорода в правой части уравнения, разумно предположить, что А и В – водородные соединения, то есть  $CH_4$  и  $NH_3$ .

Однако установить соответствие на данном этапе затруднительно.

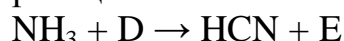
Обратимся к третьей реакции. Она имеет следующий вид:



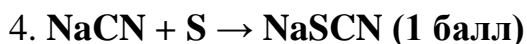
Простое вещество F –  $N_2$ .

**A –  $CH_4$ , B –  $NH_3$ , F –  $N_2$  (по 1 баллу).**

Остановимся на оставшейся реакции:



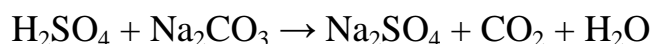
соединение E должно содержать водород (не менее двух атомов), а D должно содержать углерод (один атом). Этим условиям соответствуют **CO (D, 1 балл) и  $H_2O$  (E, 1 балл).**



**Всего максимум 11 баллов.**

### Задание 3.

1. Если карбонат натрия добавлять в раствор серной кислоты, то серная кислота всегда будет находиться в избытке по отношению к карбонату, и будет идти реакция:



Рассчитаем количества реагентов:

$$n(H_2SO_4) = V \cdot \rho \cdot \omega / M = 5 \cdot 1.07 \cdot 0.1 / 98 = 0.00546 \text{ моль}$$

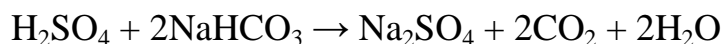
$$n(Na_2CO_3) = 10 \cdot 1.10 \cdot 0.1 / 106 = 0.0104 \text{ моль}$$

Карбонат натрия находится в избытке, поэтому прореагирует вся серная кислота, и количество  $CO_2$  составит 0.00546 моль, а его объём будет равен  $22.4 \cdot 0.00546 = 0.122$  л, или **122 мл (1 балл).**

2. При медленном добавлении серной кислоты к раствору карбоната натрия **серная кислота будет находиться в недостатке (объяснение – 1 балл),** поэтому сначала будет протекать реакция:



которая не сопровождается выделением газа, и только после её протекания, при наличии избытка серной кислоты, гидрокарбонат натрия разложится с образованием газа:



Количества реагентов такие же, как в первом опыте. Поскольку  $2n(H_2SO_4) > n(Na_2CO_3)$ , после завершения реакции останется серная кислота в количестве  $0.00546 - 0.0104/2 = 0.00026$  моль, которая в ходе реакции с образовавшимся



карбонатом даст вдвое большее количество углекислого газа, то есть 0.00052 моль. Соответствующий объём – **12 мл (1 балл)**. На деле стоит ожидать, что объём выделившегося газа превысит рассчитанный, поскольку локальная концентрация серной кислоты в месте смешения будет достаточно высока.

3. Массовая доля кислорода равна  $100 - 52.05 - 6.57 - 2.06 = 39.32 \%$ . Представим общую формулу в виде  $\text{Cu}_a\text{S}_c\text{H}_b\text{O}_d$  и рассчитаем соотношение индексов в данном веществе:

$$a : b : c : d = w(\text{Cu})/64 : w(\text{S})/32 : w(\text{H})/1 : w(\text{O})/16 = 52.05/64 : 6.57/32 : 2.06/1 : 39.32/16 = 0.81 : 0.21 : 2.06 : 2.46 = 4 : 1 : 10 : 12.$$

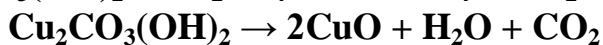
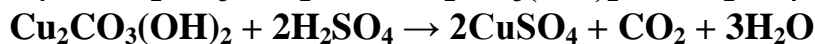
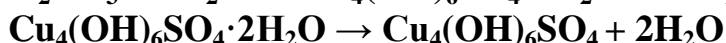
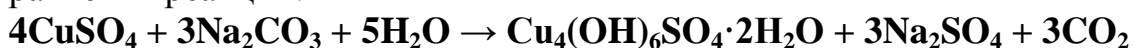
Тогда брутто-формула вещества  **$\text{Cu}_4\text{SH}_{10}\text{O}_{12}$  (1 балл)**. Потеря массы при небольшом нагревании связана, вероятно, с потерей кристаллизационной воды. Молярная масса вещества равна 490 г/моль, а 7.4 % от этой величины – 36 г/моль, что соответствует двум молекулам воды. Упростим формулу до  $\text{Cu}_4\text{SH}_6\text{O}_{10} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Ещё одна структурная единица, которую можно выделить – сульфат-ион. Тогда оставшиеся атомы водорода и кислорода дадут 6 гидроксильных групп. Таким образом, голубой осадок в первом опыте –  **$\text{Cu}_4(\text{OH})_6\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (1 балл)**.

1.500 г осадка, полученного во втором опыте, содержат  $0.152/22.4 = 0.0068$  моль, или 0.204 г карбонат-ионов, и  $1.079/80 = 0.0135$  моль меди. Видно, что количество меди вдвое превышает количество карбонат-ионов. Оставшимися противоионами могут быть сульфат-ионы либо гидроксид-ионы, то есть состав осадка можно выразить  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_x(\text{SO}_4)_{1-0.5x}$ :

$$\frac{1.500}{1.079} = \frac{284 - 31x}{160}$$

Откуда  $x = 2$ . Тогда второй осадок – это малахит  **$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$  (1 балл)**.

4. Уравнения реакций:



(по 1 баллу за уравнение)

5. Зелёный цвет (1 балл).

Всего максимум 13 баллов.

**Задание 4.**

1. Средняя молярная масса смеси X и Y равна  $0.476 \cdot 22.4 = 10.66$  г/моль. Один из газов должен иметь молярную массу меньше этого значения. Среди газов с  $M < 10$  г/моль подходит только водород. **Y –  $\text{H}_2$  (1 балл)**. Второй газ должен содержать углерод и кислород, так как эти элементы содержатся в продуктах превращения синтез-газа. Можно сразу предположить, что это CO

или  $\text{CO}_2$ , и проверить эти гипотезы, а можно оттолкнуться от дробного значения средней молярной массы, которая заканчивается на 0.66 – остаток от деления на 3, что позволяет предположить, что газы X и Y смешаны либо в соотношении 1 к 2, либо в соотношении 2 к 1. Проверим оба варианта:

$$10.66 = 2/3M(\text{X}) + 1/3M(\text{H}_2)$$

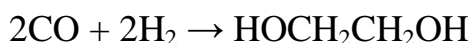
В первом случае  $M(\text{X}) = 15$  г/моль, что не имеет смысла.

Во втором случае:

$$10.66 = 1/3M(\text{X}) + 2/3M(\text{H}_2)$$

откуда  $M(\text{X}) = 28$  г/моль, что соответствует  $\text{CO}$  (1 балл).

2. Для синтеза этиленгликоля оптимально взять газы в соотношении 1 к 1:



Средняя молярная масса такой смеси равна  $0.5 \cdot 2 + 0.5 \cdot 28 = 15$  г/моль, а её плотность при н.у. равна  $15/22.4 = 0.670$  г/л (1 балл).

3. Запишем реакцию получения каждого из веществ:



Согласно первому следствию из закона Гесса, теплота реакции равна разности теплот образования продуктов и реагентов с учётом коэффициентов. Тогда:

$$Q_1 = Q_{\text{обр}}(\text{CH}_3\text{OH}_{(г.)}) - Q_{\text{обр}}(\text{CO}) = 200.7 - 110.5 = 90.2 \text{ кДж/моль} \quad (1.5 \text{ балла})$$

$$Q_2 = Q_{\text{обр}}(\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}_{(г.)}) - 2Q_{\text{обр}}(\text{CO}) = 388.7 - 110.5 \cdot 2 = 167.7 \text{ кДж/моль} \quad (1.5 \text{ балла})$$

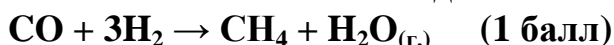
4. Обозначим энергию тройной связи в молекуле  $\text{CO}$  за  $x$ , а энергию связи  $\text{H}-\text{H}$  за  $y$ , и свяжем теплоты газофазных реакций с энергиями связи реагентов и продуктов:

$$Q_1 = 3E(\text{C}-\text{H}) + E(\text{C}-\text{O}) + E(\text{O}-\text{H}) - x - 2y = 414 \cdot 3 + 351 + 464 - x - 2y = 90.2$$

$$Q_2 = 4E(\text{C}-\text{H}) + E(\text{C}-\text{C}) + 2E(\text{C}-\text{O}) + 2E(\text{O}-\text{H}) - 2x - 3y = 414 \cdot 4 + 346 + 351 \cdot 2 + 464 \cdot 2 - 2x - 3y = 167.7$$

Решая эту систему уравнений, получим  $x = E(\text{C}\equiv\text{O}) = 1028.2$  кДж/моль (2 балла),  $y = E(\text{H}-\text{H}) = 469.3$  кДж/моль (2 балла).

5. Уравнение реакции синтеза метана имеет вид:



Свяжем теплоту этой реакции с энергиями связи в продуктах и реагентах:

$$Q_3 = 4E(\text{C}-\text{H}) + 2E(\text{O}-\text{H}) - 3E(\text{H}-\text{H}) - E(\text{C}\equiv\text{O}) = 414 \cdot 4 + 464 \cdot 2 - 469.3 \cdot 3 - 1028.2 = 147.9 \text{ кДж/моль} \quad (2 \text{ балла})$$

**Всего максимум 15 баллов**

## 10 класс

### Задание 1.

1. Запишем формулу соли, для которой известна массовая доля калия, как  $K_nXO_m$ . Составим уравнение.

$$\frac{39.1n}{39.1n + x + 16m} = 0.3811$$

После сокращений и упрощений можно выразить  $x = 63.5n - 16m$ .

Перебирая типичные формулы оксосолей, для  $n = 2$  и  $m = 3$  получаем  $x = 79$ , то есть X – селен. Тогда искомая соль –  $K_2SeO_3$ , и она может получиться в реакции кислотного оксида селена(IV) со щелочью, но не в реакции с  $KO_2$  – сильнейшим твердофазным окислителем.

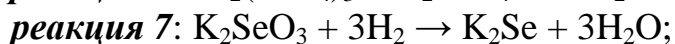
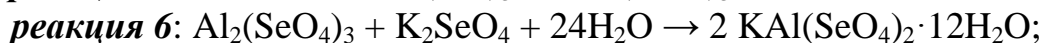
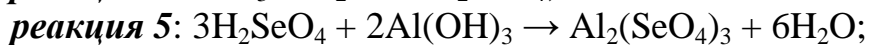
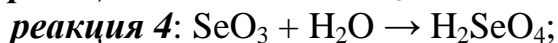
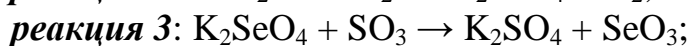
Значит, **А –  $SeO_2$ , Б –  $K_2SeO_3$ , В –  $K_2SeO_4$ .**

Вытеснением из селената калия можно получить оксид селена(VI), образующий с водой селеновую кислоту (аналог серной), а с гидроксидом алюминия – соответствующую среднюю соль, селенат алюминия. Значит, **Г –  $SeO_3$ , Д –  $H_2SeO_4$ , Е –  $Al_2(SeO_4)_3$ .**

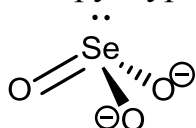
Квасцы – соли общей формулы  $M^{1+}M^{3+}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Поскольку квасцы получают из селенатов, а не сульфатов, то их формула аналогична, но содержит селенат-ионы вместо сульфат-ионов: **Ж –  $KAl(SeO_4)_2 \cdot 12H_2O$ .**

Селенит калия ( $M = 205.1$  г/моль) при нагревании в водороде дает вещество с молярной массой  $205.1/1.31 = 156.6$  г/моль, что хорошо соответствует потере 3 атомов кислорода и образованию селенида калия. Последний с солями кадмия должен давать селенид кадмия, который действительно применяется в качестве красного красителя. Итак, **З –  $K_2Se$ , И –  $CdSe$ .**

2. Уравнения реакций:



3. Структурная формула селенит-иона (форма – пирамидальная):



4. Соединения кадмия ядовиты.

1	Формулы А – И – по 0,5 балла	4,5 балла
2	Уравнения 8 реакций – по 0,5 балла	4 балла

3	Структурная формула и указание геометрии – по 1 баллу	2 балла
4	Указание на ядовитость – 1,5 балла	1,5 балла
<b>ИТОГО: 12 баллов</b>		

## Задание 2.

1. Самый легкий металл – литий. Его типичная степень окисления равна +1, поэтому формула его гидрида –  $\text{LiH}$ . Значит, **А – Li, Б – LiH**.

Соединение лития с хлором – хлорид лития – имеет формулу **LiCl (вещество Г)**.

Гидрид алюминия должен содержать алюминий в степени окисления +3 и водород в степени окисления –1, то есть **Д –  $\text{AlH}_3$** .

Тогда реакция имеет вид:  $3\text{LiH} + \text{B} \rightarrow 3\text{LiCl} + \text{AlH}_3$ .

Видно, что состав **В –  $\text{AlCl}_3$** .

2. 14 протонов содержит формульная единица гидридов предположительного состава  $\text{AlH}$ ,  $\text{MgH}_2$ ,  $\text{NaN}_3$ . Типичную степень окисления в этих вариантах имеет только магний, значит **Е –  $\text{MgH}_2$ , Ж –  $\text{Mg(OH)}_2$** .

Уравнение реакции:  $\text{MgH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 + 2\text{H}_2$ .

3. Рассчитаем количество выделившегося водорода:

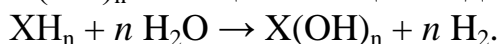
$$n = \frac{8.07}{22.4} = 0.3603 \text{ моль}$$

Масса выделившегося водорода равна  $m(\text{H}_2) = 0.3603 \cdot 2 = 0.7206 \text{ г}$ .

Масса образовавшегося раствора равна  $m(\text{р-ра}) = 109.2 \cdot 1.2 = 131.04 \text{ г}$ .

По закону сохранения массы, масса помещенного в раствор **З** равна  $m(\text{З}) = 131.04 + 0.7206 - 123.1 = \mathbf{8.66 \text{ г}}$ .

4. Пусть гидрид имеет формулу  $\text{XH}_n$ . Тогда гидроксид имеет формулу  $\text{X(OH)}_n$ . Реакция в общем виде имеет вид:



Значит, количество исходного гидрида в  $n$  раз меньше количества полученного водорода:

$$n(\text{MH}_n) = \frac{0.3603}{n}$$

$$M(\text{MH}_n) = \frac{8.66}{\frac{0.3603}{n}} = 24n = M(\text{M}) + n$$

Получаем, что  $M(\text{M}) = 23n$ . Для  $n = 1$  получаем подходящий вариант – натрий.

**З – NaH, И – NaOH**.

5. На каждый атом металла **К** приходится  $0.04 \cdot 2 + 0.62 = 0.7$  атомов водорода, то есть гидрид имеет состав  $\text{KH}_{0.7}$ .

$$\frac{0.7}{0.7 + M(\text{K})} = 0.0065$$

$M(\text{K}) = 106.99 \text{ г/моль}$  – наиболее близко к палладию.

**К – Pd, гидрид –  $\text{PdH}_{0.7}$** .

6. Реакция получения гидрида имеет вид:  $\text{Pd} + 0.35 \text{H}_2 \rightarrow \text{PdH}_{0.7}$ .  
 Значит, 1 моль палладия поглощает 0.35 моль водорода. Рассчитаем объём  
 обоих количеств веществ.

$$m(\text{Pd}) = 106.42 \text{ г}$$

$$V(\text{Pd}) = 106.42/12.02 = 8.854 \text{ см}^3$$

$$V(\text{H}_2) = 0.35 \cdot 22.4 = 7.84 \text{ л} = 7840 \text{ см}^3$$

$$V(\text{H}_2)/V(\text{Pd}) = 8558/8.854 = \mathbf{885}.$$

1	5 веществ по 0,5 балла	2,5 балла
2	Формулы 2 веществ – по 0,5 балла Реакция – 0,5 балла	1,5 балла
3	Расчет массы 3 – 2 балла	2 балла
4	Формулы 3 и И – по 1 баллу	2 балла
5	Металл К и формула гидрида – по 2 балла	4 балла
6	Расчет растворимости водорода в металле – 2 балла	2 балла

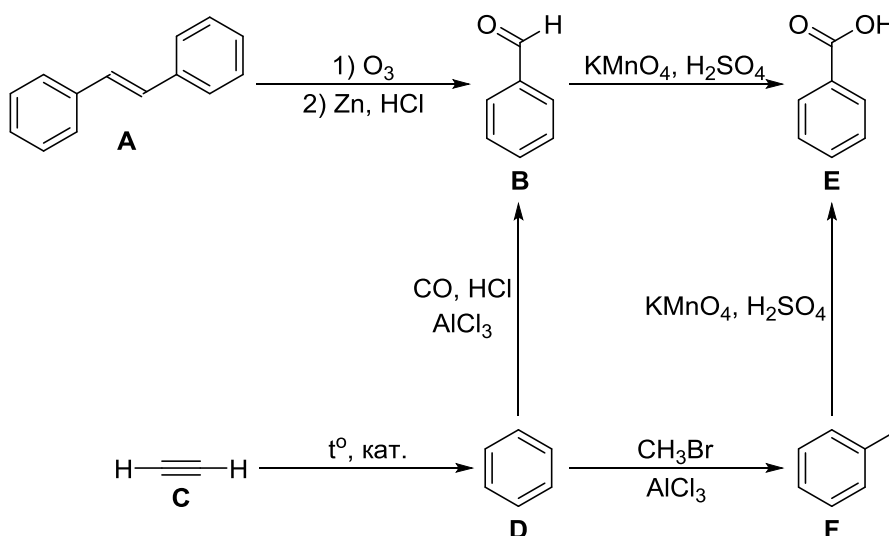
**Всего максимум 14 баллов.**

### Задание 3.

1. Решение задачи удобнее всего начать с установления структур веществ **С** и **Д**. Превращение вещества **С** в вещество **Д** при нагревании в присутствии катализатора, в качестве одного из вариантов которого указан активированный уголь – вероятно, реакция тримеризации ацетилена с образованием бензола. Кроме того, ацетилен действительно применяется при газовой сварке металлов. Таким образом, вещество **С** – ацетилен, вещество **Д** – бензол. При взаимодействии бензола с бромметаном в присутствии хлорида алюминия протекает реакция алкилирования по Фриделю-Крафтсу, в результате которой образуется толуол (вещество **Г**). При окислении толуола перманганатом калия в сернокислой среде в качестве органического продукта образуется бензойная кислота (вещество **Е**). Теперь перейдём к более сложной части задачи – установлению структурных формул веществ **А** и **В**.

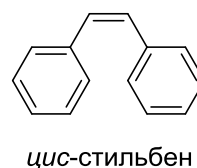
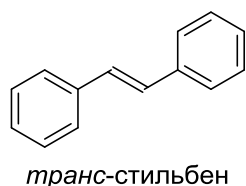
Известно, что углеводород **А** содержит 93,29% углерода по массе, следовательно, остальная часть молекулярной массы приходится на водород. Путём несложных расчетов получаем, что простейшая брутто-формула вещества **А** –  $\text{C}_7\text{H}_6$ . В условиях мягкого озонлиза в качестве продуктов реакции из алкенов могут образовываться альдегиды и кетоны. Кроме того, нам известно, что вещество **В** окисляется перманганатом калия до бензойной кислоты. Тогда логично предположить, что вещество **В** является бензальдегидом. Тогда углеводород **А** должен содержать в своём составе фенильные циклы. С учетом этого невозможно подобрать соединение с брутто-формулой  $\text{C}_7\text{H}_6$ . Однако, если удвоить брутто-формулу и «вычистить» два фенил-радикала, остаётся фрагмент  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Таким образом, получаем, что

вещество **A** – это стильбен. Что касается реакции получения бензальдегида из бензола – это одна из простейших реакций формилирования ароматических соединений, известная также как реакция Гаттермана-Коха. Структурные формулы всех зашифрованных соединений приведены на схеме:



За каждую верную структуру 1,5 балла.

2. Стьюбен может существовать в виде двух геометрических изомеров – *цис*-стильбена и *транс*-стильбена:



За каждую верную структуру 1 балл.

3. Хлорид алюминия – кислота Льюиса – используется в данных реакциях в качестве катализатора (1 балл).

Всего максимум 12 баллов.

#### Задание 4.

1. Для ответа на первый и третий вопрос отметим, что температурная зависимость стандартной энергии Гиббса имеет вид  $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$ ; следовательно, число, стоящее перед температурой – изменение энтропии реакции, взятое с обратным знаком, а свободный член зависимости – изменение энтальпии реакции.

Поскольку  $-RT \ln K = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$ , то,  $\ln K = -\frac{\Delta_r H^\circ}{RT} + \frac{\Delta_r S^\circ}{R}$ . Знак энтальпии реакции определяет, растёт или убывает константа равновесия реакции с ростом температуры. Все приведённые в условии реакции экзотермичны,

следовательно, их константы равновесия будут убывать. Ответ на первый вопрос – **реакции 1, 2, 3 и 4 (по 0.5 балла за каждый выбранный пункт).**

2. То, какое влияние на положение равновесия будет оказывать изменение давление, определяется количеством газообразных веществ в левой и правой частях уравнения. В реакции 1 газов слева и справа по 1 моль; во всех остальных реакциях газов в левой части уравнения больше, чем в правой, поэтому увеличение общего давления будет способствовать смещению равновесия реакции вправо. Ответ – **реакции 2, 3 и 4 (по 0.5 балла за каждый выбранный пункт, – 0.5 балла за выбор пункта 1).**

3. Для удобства вынесем термодинамические характеристики реакций в отдельную таблицу:

№	Реакция	$\Delta_r H^\circ$ / Дж/моль	$\Delta_r S^\circ$ / Дж/моль/К
1	$C + O_2 \rightarrow CO_2$	-393500	2.9
2	$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$	-566000	-173.1
3	$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O_{(ж)}$	-571600	-326.7
4	$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O_{(г)}$	-483600	-88.9

а) Чтобы получить величины  $\Delta_r H^\circ$  и  $\Delta_r S^\circ$  реакции  $CO + H_2O_{(г)} \rightarrow CO_2 + H_2$ , необходимо найти разность соответствующих величин реакций 2 и 4 и поделить результат на 2:

$$\Delta_r H^\circ(a) = (-566000 - (-483600))/2 = -41\ 200 \text{ Дж/моль}$$

$$\Delta_r S^\circ(a) = (-173.1 - (-88.9))/2 = -42.1 \text{ Дж/моль/К}$$

$$\text{Тогда } \Delta_r G^\circ(a) = -41\ 200 + 42.1 \cdot (T/\text{К}) \text{ (2 балла)}$$

б) Мольная энтальпия испарения воды – половина разности энтальпий реакций 4 и 3:

$$\Delta_r H^\circ(b) = (-483600 - (-571600))/2 = 44\ 000 \text{ Дж/моль (1,5 балла)}$$

в) Энтальпия образования углекислого газа – это просто энтальпия реакции 1, то есть **-393500 Дж/моль (1 балл).**

Энтальпия образования CO соответствует реакции  $C + 0.5O_2 \rightarrow CO$  и может быть получена из энтальпий реакций 1 и 2:

$$\Delta_r H^\circ(v) = \Delta_r H^\circ(1) - 0.5\Delta_r H^\circ(2) = -393500 + 566000/2 = -110\ 500 \text{ Дж/моль (2 балла)}$$

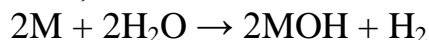
г) Описанное условие соответствует ситуации, когда для реакции  $CO + H_2O_{(г)} \rightarrow CO_2 + H_2$   $\Delta_r G^\circ = -41\ 200 + 42.1 \cdot T > 0$ . Искомая температура равна  $41200/42.1 \approx 980 \text{ К (2 балла)}$ .

**Всего максимум 12 баллов.**

## 11 класс

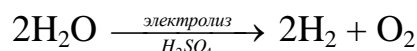
### Задание 1.

1. По реакции 6 можно понять, что металл – щелочной:



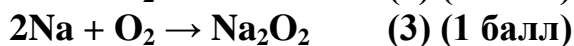
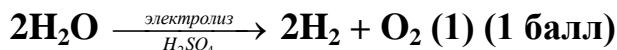
Количество полученного водорода равно  $0.487/22.4 = 0.0217$  моль; тогда количество щелочного металла вдвое больше, то есть  $0.0434$  моль, а его молярная масса равна  $1.00/0.0434 = 23$  г/моль, что соответствует натрию **Na** (1 балл).

При электролизе водного раствора серной кислоты образуется водород и кислород:



При взаимодействии водорода и кислорода с натрием образуются гидрид  $NaH$  и пероксид  $Na_2O_2$ . Чтобы понять, где какое вещество, обратимся к последнему предложению условия. Гидрид при любой температуре взаимодействует с водой одинаково. Тогда **D –  $Na_2O_2$ , C –  $NaH$ , B –  $O_2$ , A –  $H_2$ , E –  $NaOH$**  (по 1 баллу за вещество).

2. Уравнения реакций:



В холодной воде пероксид натрия гидролизуется до пероксида водорода без выделения кислорода:



3. Известно, что щелочные металлы по-разному реагируют с кислородом, т.е. это **реакция 3** (1 балл). Так, только литий при сгорании в кислороде образует оксид. Металлы тяжелее натрия образуют преимущественно надпероксиды:



**Всего максимум 16 баллов.**

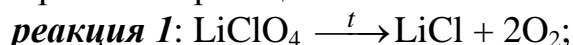
### Задание 2.

1. Из обычных солей калия малорастворим только перхлорат. Тогда **A –  $LiClO_4$** , изменение массы при его прокаливании, действительно, составляет  $106.39/42.39 = 2.51$  раза.

Итак, **A –  $LiClO_4$** .



Уравнения реакций:



2. Рассчитаем соотношение известных элементов в  $\text{X}_2$ :

$$n(\text{Ba}) : n(\text{F}) = \frac{49.15}{137.33} : \frac{40.80}{19} = 1 : 6.$$

Значит, вероятно, формула  $\text{X}_2$  –  $\text{BaXF}_6$ . Рассчитаем молярную массу и определим элемент  $\text{X}$ :

$$M = 137.33 / 0.4915 = 279.4 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{X}) = 279.4 - 137.33 - 6 \cdot 19 = 28.07 \text{ г/моль} - \text{это кремний.}$$

Значит,  $\text{X}_2$  –  $\text{BaSiF}_6$ ,  $\text{X}_1$  –  $\text{SiF}_4$  (продукт реакции кремния с фтором),  $\text{X}_3$  –  $\text{BaSiO}_3$  (осадок из таблицы растворимости, продукт гидролиза фторида кремния в гидроксиде бария).

Для определения элемента  $\text{Y}$  составим уравнение, связывающее массу металла в одинаковых массах иодида ( $\text{YI}_n$ ) и оксида ( $\text{Y}_2\text{O}_n$ ) – фактически, их соотношение является соотношением массовых долей  $\text{Y}$ :

$$\frac{2y}{2y+16n} = 4.86 \cdot \frac{y}{y+126.9n}$$

Выразим отсюда атомную массу  $\text{Y}$ :  $y = 22.8n$ .

При  $n = 4$  получаем  $y = 91.2$  – это цирконий.

Значит,  $\text{Y}_1$  –  $\text{ZrI}_4$ ,  $\text{Y}_2$  –  $\text{ZrO}_2$ .

Рассчитаем массу газа в реакции 8, пользуясь законом сохранения массы:

$$m = 1.31 + 1.114 + 1.523 - 3.403 = 0.544 \text{ г}$$

$$n = 0.277 / 22.4 = 0.01237 \text{ моль}$$

$M = 0.544 / 0.01237 = 44 \text{ г/моль}$  – очевидно, это углекислый газ. Видимо,  $\text{B}$  – карбонат, будем считать, что он имеет формулу  $\text{M}_2\text{CO}_3$ . Тогда его количество равно количеству  $\text{CO}_2$ , можно рассчитать его молярную массу:

$$M = 1.31 / 0.01237 = 105.9 \text{ г/моль.}$$

За вычетом карбонат-иона (60 г/моль) остается 46 г/моль, что соответствует 2 атомам натрия. Значит,  $\text{B}$  –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

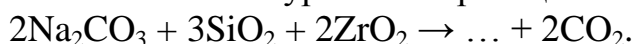
Рассчитаем количества остальных реагентов:

$$n(\text{SiO}_2) = 1.114 / 60.08 = 0.01854 \text{ моль};$$

$$n(\text{ZrO}_2) = 1.523 / 123.22 = 0.01236 \text{ моль.}$$

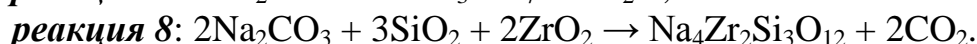
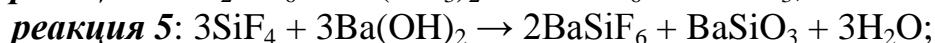
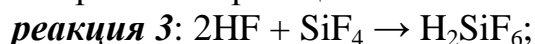
Видно, что соотношение  $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) : n(\text{SiO}_2) : n(\text{ZrO}_2) = 2 : 3 : 2$ .

Можем записать уравнение реакции в общем виде с коэффициентами:



Из уравнения видно, что формула  $\text{B}$  –  $\text{Na}_4\text{Zr}_2\text{Si}_3\text{O}_{12}$ .

3. Уравнения реакций:



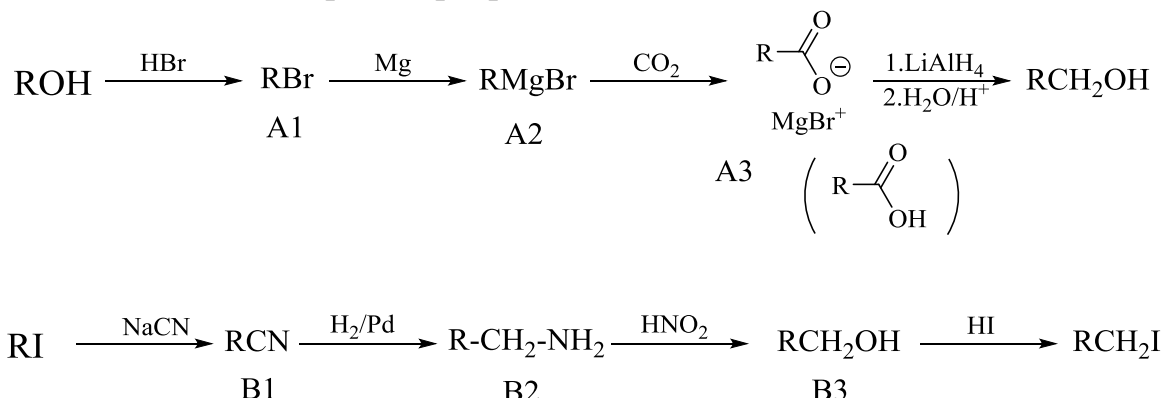
1	Формула А – 1 балл 2 реакции – по 1 баллу	3 балла
2	Формулы 7 веществ – по 1 баллу	7 баллов
3	Уравнения 6 реакций – по 1 баллу	6 баллов
<b>ИТОГО: 16 баллов</b>		

### Задание 3.

1. При взаимодействии спирта с HBr происходит замещение гидроксильной группы на Br. Взаимодействие полученного бромида с магнием ведёт к образованию реактива Гриньяра – RMgBr. Анион из этого соединения R<sup>-</sup> присоединяется по связи C=O углекислого газа с образованием соли карбоновой кислоты.

Соединение X – натриевая соль. Молярная масса в расчёт на 1 атом натрия равна  $23/0.469 = 49$  г/моль. Вычитая атом натрия, получим остаток 26 г/моль. Соль X должна содержать углерод, так как на других стадиях синтеза атомы углерода не вводятся. Вычитая 12, получаем остаток 14, который может соответствовать азота. Тогда X – **NaCN (1 балл)**.

Взаимодействие RI с NaCN сопровождается обменом и приводит к образованию нитрила RCN. Восстановление нитрила даёт амин RCH<sub>2</sub>NH<sub>2</sub>, который при взаимодействии с азотистой кислотой даёт спирт RCH<sub>2</sub>OH. Последний, в свою очередь, превращается в RCH<sub>2</sub>I взаимодействием с HI.



**По 1 баллу за каждую формулу, всего 6 баллов.**

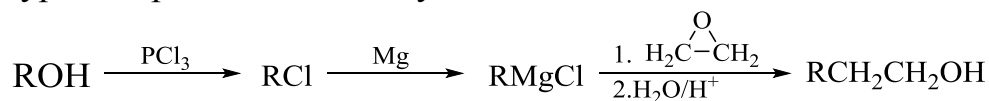
**В качестве A3 засчитывается также карбоновая кислота RCOOH.**

2. В реакцию был введён метанол количеством 1/32 моль. В результате теоретически должно было быть получено то же количество продукта, однако в реальности оно составило 1/1434.7 моль. Меньшее количество вещества было получено за счёт того, что в каждом цикле наращивания цепи величина выхода  $\eta$  была меньше 1. Полный синтез включал 100 циклов, за счёт чего конечный выход составил  $\eta^{100}$ . Решим уравнение:

$$\frac{1}{32} \cdot \eta^{100} = \frac{1}{1434.7}$$

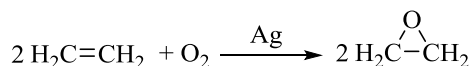
Отсюда  $\eta = 0.96$  или **96 % (3 балла)**.

3. С3 имеет формулу  $\text{RCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ . С1 –  $\text{RCl}$ , С2 –  $\text{RMgCl}$ . Подходящей кандидатурой на роль Y в этом случае является окись этилена:



**По 1 баллу за каждую формулу, всего 4 балла.**

4. Окись этилена может быть получена из этилена каталитическим окислением или взаимодействием с надкислотами:



**(1 балл, засчитывается любая из реакций)**

Если в качестве исходного вещества используется 2-хлорэтанол-1, то его необходимо обработать основанием, например,  $\text{NaNH}$  или  $\text{NaOH}$ :

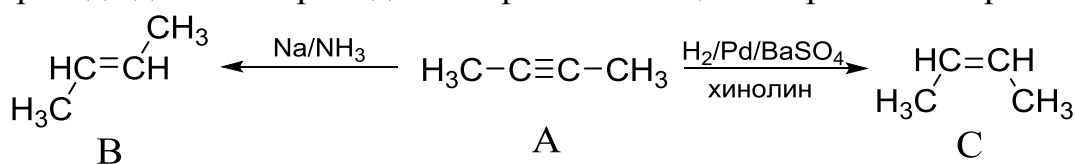


**(1 балл, засчитывается любая из реакций)**

**Всего максимум 16 баллов.**

#### Задание 4.

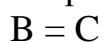
1. При получении В и С используются реакции восстановления. Например, хорошо узнаваем отравленный катализатор  $\text{Pd}/\text{BaSO}_4$ /хинолин, используемый в ходе превращения алкинов в алкены. Тогда А – алкин. Единственный возможный вариант – бутин-2, восстановление тройной связи в котором до двойной приводит к образованию цис- и транс-изомеров:



**По 1 баллу за каждую формулу, всего 3 балла.**

2. Среди цис- и транс-изомеров более устойчивыми при комнатной температуре являются транс-изомеры, так как в них отсутствует отталкивание объёмных групп. Таким образом, среди цис-бутена-2 и транс-бутена-2 более устойчивым будет **транс-бутен-2 (1 балл)**.

3. Константа равновесия реакции изомеризации



равна отношению парциальных давлений С и В:

$$K = \frac{p_{\text{С}}}{p_{\text{В}}}$$

Поскольку газы находятся в равновесии при одной температуре в сосуде одинакового объёма, можно заменить отношение давлений отношением количеств веществ, которое известно из условия:

$$K = \frac{p_C}{p_B} = \frac{n_C}{n_B}$$

Так, при температуре 29 °С  $K = 3$ , а при температуре 123 °С  $K = 2$  (по 1,5 балла).

4. Используя приведённые в условии формулы взаимосвязи энергии Гиббса с константой равновесия, а также с изменением энтальпии и изменением энтропии реакции, составим систему уравнений:

$$\Delta_r G^\circ(302 \text{ К}) = -8.314 \cdot 302 \cdot \ln 3 = \Delta_r H^\circ - 302 \Delta_r S^\circ$$

$$\Delta_r G^\circ(396 \text{ К}) = -8.314 \cdot 396 \cdot \ln 2 = \Delta_r H^\circ - 396 \Delta_r S^\circ$$

(Для расчёта температура была переведена в кельвины.)

Решением полученной системы будут  $\Delta_r H^\circ = -4300$  Дж/моль = **-4.3 кДж/моль** и  $\Delta_r S^\circ = -5$  Дж/моль/К (по 2 балла).

5. Содержание изомеров в смеси будет одинаковым при  $K = 1$ . Если  $K = 1$ , то  $\Delta_r G^\circ = 0$ ; тогда

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ = 0$$

$$T = \frac{\Delta_r H^\circ}{\Delta_r S^\circ} = \frac{4300}{5} = 860 \text{ К}$$

(3 балла, расчёт с использованием более точных значений  $\Delta_r H^\circ = -4289$  Дж/моль и  $\Delta_r S^\circ = -5.07$  Дж/моль/К даёт температуру 846 К, поэтому должны быть засчитаны значения в диапазоне 846 – 860 К).

**Всего максимум 14 баллов**