

Решения

Девятый класс

Задача 9-1. (авторы М.Н.Андреев, А.А.Дроздов)

- 1) Кроваво-красное пятно, не смываемое водой – это нерастворимая соль серебра. Красная окраска соли, а также исходного вещества, указание на окислительные свойства (взаимодействие вещества с металлом приводит к окислению металла) и растворимость в воде наводит на мысль, что речь идет о соединениях хрома в высшей степени окисления. Предположение подтверждают данные о массовой доле кислорода в бинарном соединении.

$$\frac{52}{M(X)} : \frac{48}{16}$$

Для $M(X)=52$ г/моль ($X=Cr$)

$$\frac{52}{52} : \frac{48}{16} = 1 : 3$$

Для $M(X) = 26$ г/моль, $M(X) = 17.3$ г/моль и 13 г/моль подходящих элементов нет.

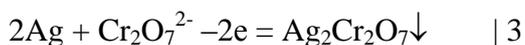
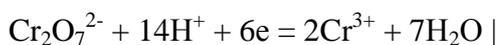
Соединение элемента X – это хромовый ангидрид CrO_3 $\omega(O) = 48/100 = 0,48$ или 48%.

- 2) При взаимодействии его с водой образуется двухромовая кислота:



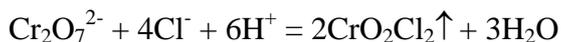
Таким образом, реактив на серебро представляет собой раствор двухромовой кислоты.

- 3) Двухромовая кислота окисляет серебро, превращая его в нерастворимый красный дихромат:



- 4) При сильном разбавлении водой равновесие $H_2Cr_2O_7 + H_2O \rightleftharpoons 2H_2CrO_4$ по принципу Ле-Шателье сместится вправо, в сторону образования хромат-ионов, которые имеют желтую окраску. Цветовой фон раствора будет становиться более желтым.

- 5) При внесении в реактив кристаллов поваренной соли и нагревании раствора происходит выделение красно-бурых паров хлорида хрома – хлорангидрида хромовой кислоты:



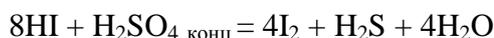
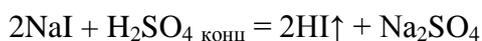
Система оценивания.

1. за определение формулы оксида хрома	6 б
2. за определение состава реактива	1 б
3. за уравнение реакции образования двуххромовой кислоты	1 б
4. за уравнение взаимодействия реактива с серебром	6 б
5. за уравнение равновесия при разбавлении и объяснение его смещения	4 б
6. за объяснение пункта 4 и написание уравнения реакции	2 б
Итого	20 б

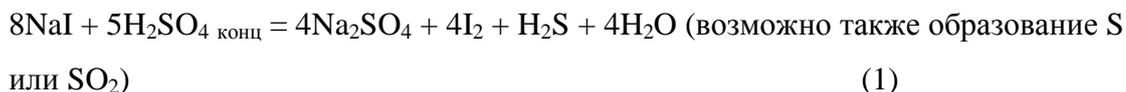
Задача 9-2. (автор А.А.Дроздов)

- 1) Из названия кислоты и ее соли разумно предположить, что речь идет о соединениях иода (иод – иодий). В таком случае, обыкновенный содий – это иодид металла. Содий – старое название натрия, оно сохранилось в английском sodium и в русском слове «сода». Значение массовой доли натрия в соли подтверждает это предположение: $\omega(\text{Na}) = 23/150 = 0,153$.

- 2) Оводотворенно-иодовая кислота - HI, обыкновенный содий - NaI, серноватая кислота – H₂S, чистый иодий – I₂. Реакция взаимодействия обыкновенного содия с серной кислотой:



или суммарно:



- 3) Воздухообразную оводотворенно-иодовую кислоту, то есть газ иодоводород получают действием водной суспензии красного фосфора на иод:



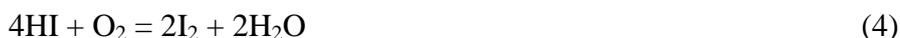
или гидролизом иодидов неметаллов, например, иодида фосфора, в небольшом количестве воды:



Оводотворено-иодовую кислоту получают растворением иодоводорода в воде или пропусканьем сероводорода через суспензию иода в воде:



4) Иод образовался при окислении раствора иодоводорода кислородом воздуха:



5) 77 лет (1755 – год основания московского университета)

Система оценивания.

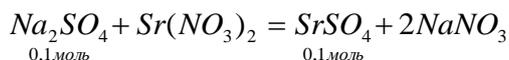
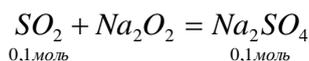
1. за определение состава обииоденного содия	2 б
2. за определение состава оводотворенно-иодовой кислоты, серноватой кислоты, чистого иодия (по 2 б)	6 б
3. за уравнение реакции взаимодействия обииоденного содия с серной кислотой (два уравнения или одно суммарное реакция 1)	4 б
4. за уравнение реакции получения воздухообразной оводотворенно-иодовой кислоты (любое одно уравнение реакции 2) и оводотворено-иодовой кислоты (реакция 3) (по 2 б)	4 б
5. за объяснение возникновения иодия в склянке (реакция 4)	2 б
6. за знание года основания Московского университета и расчет количества лет	2 б
Итого	20 б

Задача 9-3. (авторы: М.Н.Андреев, А.А.Дроздов, О.К.Лебедева)

При добавлении нитрата стронция к раствору, полученному после обработки твердого остатка соляной кислотой, образуется белый осадок соли стронция, нерастворимый в кислотах. Этому условию отвечает **сульфат** стронция.

Тогда, $n(\text{SrSO}_4) = 18,4/184 = 0,1$ моль.

При взаимодействии пероксида натрия с неизвестным газом образуется сульфат. Поскольку газ получен в результате **обжига**, значит, над пероксидом натрия пропущен сернистый газ, SO_2 .

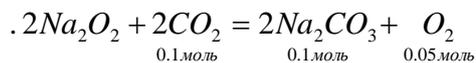


Общее количество газа, выделившегося при обжиге, составляет:

$$n = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}$$

Если бы был только сернистый газ, то при поглощении 0,1 моль сернистого газа объемом смеси должен уменьшиться вдвое. **Полного** поглощения газа, полученного при обжиге смеси, пероксидом натрия не происходит. Таким образом, газ, полученный при прокаливании белого порошка на воздухе – это **газовая смесь**.

После реакции с пероксидом натрия объем газовой смеси составляет четверть от исходного. Значит, второй газ, содержащийся в смеси, полученной при обжиге, реагирует с пероксидом натрия с образованием еще одного газа. Это может быть углекислый газ:



В результате взаимодействия газовой смеси с пероксидом расходуются 0,2 моль газа (по 0,1 моль CO₂ и SO₂) и выделяется 0,05 моль кислорода.

Таким образом, полагаем, что при **прокаливании на воздухе** получена смесь из 0,1 моль сернистого газа и 0,1 моль углекислого газа.

Можно предположить, что в состав смеси могут входить сульфид (или сульфит) и карбонат. Хотя бы одно из веществ представляет собой соль кальция, так как смесь окрашивает пламя в кирпично-красный цвет. Сульфид кальция придавал бы смеси запах сероводорода, отчетливо ощутимый при хранении на влажном воздухе. Если это сульфит кальция, то в смеси его содержится $m(CaSO_3) = 0.1 \cdot 120 = 12 \text{ г}$

Тогда $m(MeCO_3) = 19.7 - 12 = 7.7 \text{ г}$. $M(MeCO_3) = 7.7/0.1=77 \text{ г/моль}$. Молярная масса металла $M(MeCO_3) - M(CO_3^{2-}) = 77 - 60 = 17 \text{ г/моль}$. Такого металла нет.

Значит соль кальция – карбонат.

Поскольку выделилось по 0.1 моль газов, значит в смеси было по 0.1 моль солей. Масса карбоната кальция в исходной смеси составляет $m(CaCO_3) = 0.1 \cdot 100 = 10 \text{ г}$

Таким образом, молярная масса соли неизвестного металла равна $(19.7 - 10.0)/0.1 = 9.7 \cdot 10 = 97 \text{ г/моль}$.

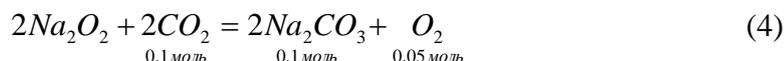
Если вторая соль сульфит, то молярная масса двухвалентного металла составляет $M(MeSO_3) - M(SO_3^{2-}) = 97 - 80 = 17 \text{ г/моль}$. Металла с такой молярной массой нет.

Если вторая соль сульфид, то молярная масса двухвалентного металла составляет $(97-32)=65 \text{ г/моль}$. Это соответствует молярной массе цинка. Таким образом, вторая соль в смеси сульфид цинка.

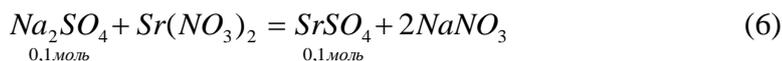
Таким образом, белый порошок – **смесь 0,1 моль ZnS и 0,1 моль CaCO₃**.



В состав твердого остатка входят сульфат и карбонат натрия (и, возможно, избыток Na_2O_2)



В растворе после обработки твердого остатка соляной кислотой будут сульфат и хлорид натрия

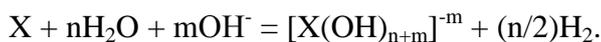


Система оценивания.

1. за расчет количества вещества сульфата стронция	1 б
2. за определение количества вещества сернистого газа	1 б
3. за определение общего количества выделившегося газа	1 б
4. за определение количества вещества углекислого газа	1 б
5. за определение формулы карбоната кальция	3 б
6. за определение формулы сульфида цинка	4 б
7. за определение состава твердого остатка (по 1 б)	2 б
8. за определение состава раствора (по 0,5 б)	1 б
9. за уравнения реакций (по 1 б)	6 б
Итого	20 б

Задача 9-4. (автор А.И.Жиров)

1) Молярная масса выделяющегося газа составляет: $0,0714 \cdot 28 = 2$ (г/моль), что соответствует водороду. Тогда **I** может быть простым веществом (неметаллом или амфотерным металлом, которые реагируют подобно кремнию с раствором щелочи). В общем виде это взаимодействие можно представить следующим образом:



2) Здесь степень окисления элемента равна n . Если $n = 1$, значение атомной массы составит $0,5 \cdot 22,4/1,24 = 9$ г/моль (но бериллий не подходит, т.к. он образует двухзарядные катионы). Атомная масса элемента, если $n = 2$, равна $1 \cdot 22,4/1,24 = 18$ г/моль, но металла с такой атомной массой нет. При $n = 3$ атомная масса составляет

$1,5 \cdot 22,4 / 1,24 = 27$ г/моль, что соответствует алюминию. Дальнейший перебор не дает подходящих примеров. Следовательно, **I** – Al.

- 3) Масса 22,4 л газовой смеси при н.у. составит $29 \cdot 0,259 = 7,51$ (г). Исходя из этого значения, можно предположить, что большую часть смеси (ту, которая не поглотилась серной кислотой), составляет водород ($1 - 0,368 = 0,632$ часть от всего объема или $0,715 \cdot 0,632 = 0,452$ л или $0,452 \cdot 2 / 22,4 = 0,040$ г). Если в 0,715 л смеси содержится 0,040 г H_2 , то в 22,4 л смеси его масса составляет:

$$22,4 \cdot 0,040 / 0,715 = 1,25 \text{ г.}$$

Тогда масса второго газа в 22,4 л смеси составит $7,51 - 1,25 = 6,26$ (г). Молярная масса второго газа будет равна $6,26 : 0,368 = 17$ г/моль, что соответствует аммиаку, который образовался из других соединений азота при восстановлении «водородом в момент выделения». Такими формами (солью одновалентного металла) могут быть нитраты MNO_3 или нитриты MNO_2 . Реакции восстановления можно записать следующим образом:



1 г алюминия поставляет на восстановление $1 \cdot 3 / 27 = 0,111$ моль электронов. Для выделения водорода в смеси потребовалось $0,452 \cdot 2 / 22,4 = 0,0404$ моль электронов.

Тогда на образование аммиака ушло $0,111 - 0,0404 = 0,0706$ моль электронов.

Теперь рассмотрим два возможных варианта.

1. Если **II** – это MNO_3 . На восстановление 1 моль нитрат-аниона необходимо 8 моль электронов. Тогда молярная масса MNO_3 составляет:

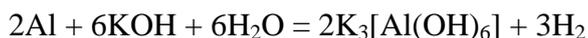
$$1 / (0,0706 : 8) = 113 \text{ г/моль}$$

и атомная масса металла M равна 51 г/моль. Одновалентного металла с такой атомной массой не существует.

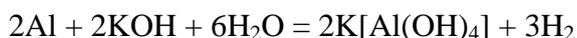
2. Если **II** – это нитрит. На восстановление 1 моль нитрит-иона требуется 6 моль электронов, тогда молярная масса нитрита равна:

$$1 / (0,0706 : 6) = 85 \text{ г/моль, что соответствует молярной массе } KNO_2.$$

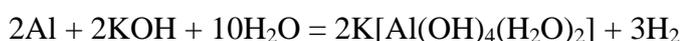
- 4) *Реакцию 1* можно записать несколькими способами:



или



или



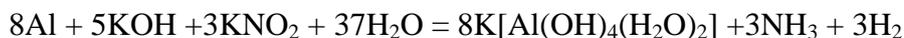
Аналогично с реакцией 2:



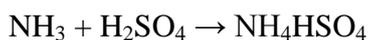
или



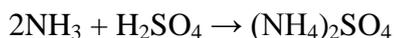
или



Для реакции 3 верными являются оба нижеприведенных варианта:



или



Система оценивания.

1. Определение газообразного продукта реакции 1 (водорода)	2 б
2. Определение вещества 1 (алюминий)	6 б
3. Установление состава газовой смеси в опыте 2 (по 3 б)	6 б
4. Уравнения реакций 1-3 (любое уравнение из реакций 1-3 по 2 б)	6 б
Итого	20 б

Задача 9-5. (автор В.В.Ерёмин)

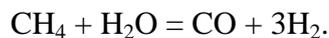
1) $M_{\text{ср}}(\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}) = 16 \cdot \varphi(\text{CH}_4) + 18 \cdot (1 - \varphi(\text{CH}_4)) = 17 \text{ г/моль}$, откуда

$$\varphi(\text{CH}_4) = \varphi(\text{H}_2\text{O}) = 1/2.$$

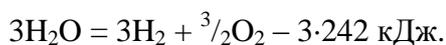
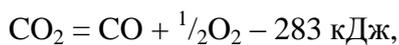
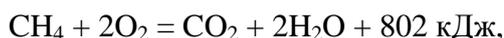
Значит, исходная стехиометрическая смесь – эквимольная.

В результате реакции объём (т. е. количество молей газов) увеличивается вдвое.

Уравнение реакции:

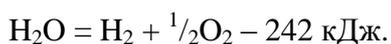
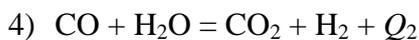


2) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2 + Q_1$



$$Q_1 = 802 - 283 - 3 \cdot 242 = -207 \text{ кДж}.$$

3) Чтобы обеспечить теплоту для превращения 1 моль CH_4 в реакции 1, необходимо сжечь $207 / 802 = 0.26$ моль CH_4 . Общее количество израсходованного в обеих реакциях CH_4 составляет 1.26 моль, при этом образуется 3 моль H_2 . Следовательно, для получения 1 м³ водорода необходимо $1.26 / 3 = 0.42$ м³ CH_4 .



$$Q_2 = 283 - 242 = 41 \text{ кДж}.$$

Система оценивания.

1. Расчет состава смеси	4 б
Уравнение реакции	2 б
2. Правильный расчет Q_1	4 б
3. Правильный расчёт объёма метана	5 б
(Расчет объёма метана без учёта реакции сгорания – 2 балла)	
4. Уравнение реакции	2 б
Правильный расчет Q_2	3 б
Итого	20 б