

Содержание и методические особенности заданий Московской олимпиады школьников по химии. 8-9 классы

В.В. Еремин

ПЛАН

1. Введение
2. Основные типы задач для 8-го класса
3. Основные типы задач для 9-го класса
4. Выводы
5. Литература и интернет-источники
6. Задачи для самоконтроля

1. Введение

Московская олимпиада школьников (МОШ) по химии – одно из самых интересных мероприятий школьной химической жизни в году. Это – классическая олимпиада по химии, основные задачи которой – повышение познавательного интереса учащихся к изучению химии и пропаганда химических знаний. Московская олимпиада сохранила свою индивидуальность и творческий характер на протяжении всей истории своего существования, несмотря на резко растущий объем химических знаний, глобальную информатизацию, засилье тестовых систем и множество других факторов, препятствующих творческой жизни.

Задания МОШ всегда – короткие, интересные, емкие и очень редко банальные. В МОШ нет безумно сложных, навороченных заданий – вариант для каждого класса всегда умещается ровно на одну страницу. Профессиональные олимпиадники, которых в нашей стране всегда было много, считают даже, что она простовата. Однако, это не совсем верно. В заданиях МОШ найден и сохраняется очень четкий баланс между ясностью и творческим интересом. Практически у любой задачи есть своя идея, которая заставляет школьника подумать и сделать несколько умозаключений. Очень редко в задачах МОШ требуются специальные знания – обычно все дано в условии. Но требуется мышление, одних знаний недостаточно, нужно умение их применять.

Несмотря на то, что главное свойство заданий МОШ – нестандартность, готовиться к этой олимпиаде, как и к любому творческому соревнованию можно. Для этого необходимо проанализировать содержание заданий, выявить их общие свойства, наиболее популярные темы, основные приемы решения. Вариант такого анализа мы и предложим в помощь учителю в этой и последующей лекциях. В отдельных случаях мы будем акцентировать внимание на той или иной олимпиадной идее, которая используется в разных типах задач.

Для удобства анализа весь материал МОШ мы разбили по классам. В этой лекции мы рассмотрим задания для 8 и 9 классов.

2. Основные типы задач для 8-го класса

Мы провели анализ содержания заданий МОШ с 2010 года и выяснили интересную особенность: задания очень разнообразны по темам, они почти не повторяются и шаблонов нет. Это лишний раз подчеркивает творческий характер МОШ и затрудняет подготовку к ней. Все же мы выделили несколько ключевых тем.

1) Расчетные задачи

Они составляют примерно треть от общего числа заданий, т.е. в среднем каждый год – по две задачи. За редким исключением их можно разделить на три типа:

- а) определение формул по массовым долям элементов или продуктам сгорания;
- б) расчеты по уравнениям реакций;
- в) расчет состава раствора с использованием как массовой доли, так и молярной концентрации.

Рассмотрим некоторые примеры. Очень многие задачи можно решать с помощью пропорций. При расчетах необходимо не забывать про размерности, т.е. не путать граммы с килограммами, литры с кубическими метрами и т.д. – это требует отдельной тренировки.

Пример 1 (2012 год). Предложите формулы оксидов, в которых массовая доля кислорода равна 88,9%; 84,2 %; 80%.

Рекомендация для решения. Нет смысла применять стандартные способы определения состава по массовой доле. Достаточно заметить, что кислорода – очень много, значит другой элемент – очень легкий, например Н. Подбором находим первый оксид – H_2O (88,9% О). Все остальные легкие элементы (например, литий, бериллий) содержат гораздо меньше кислорода. Но в двух других оксидах массовая доля кислорода – ненамного меньше. Что же делать?

Можно найти массу второго элемента, которая приходится на один атом кислорода:

один атом О (16 а.е.м.) – 84,2%

масса второго элемента – 15,8%.

По пропорции находим, что масса второго элемента составляет 3 а.е.м. Ее можно получить, взяв один атом обычного водорода Н и один атом тяжелого водорода D. Формула оксида – HOD . Аналогично, можно найти и третий оксид – D_2O .

Олимпиадная идея. Учет изотопного состава элемента водорода.

Ответ. H_2O , HOD , D_2O .

Расчеты по уравнениям реакций встречаются, но самые простые – те, для осуществления которых достаточно составления пропорций. Обычно такие задачи включают и фрагменты, связанные с расчетом состава раствора.

Пример 2 (2011 год). Молодой учитель химии Колбочкин считал, сколько ему надо денег для проведения всеми школьниками опыта по получению водорода. По его расчетам, каждый ученик в классе (а их у него было 25) должен был получить 50 мл газа (объем приведен для н.у.). Технический цинк стоит 50 руб. за килограмм, раствор соляной кислоты (36 %) стоит 125 руб./кг. Сколько денег нужно учителю для проведения опыта?

Рекомендация для решения. Кроме расчета по уравнению реакции надо не забыть пересчитать массу чистого HCl в массу 36%-ного раствора.

Ответ. 18 коп. за цинк, 1 руб. 41 коп. за кислоту.

В следующей задаче, помимо расчета по уравнению реакции (уже в молях), используются два разных способа выражения состава раствора – массовая доля и молярная концентрация.

Пример 3 (2014 год). Старуха Шапокляк решила мариновать огурцы. Купила для этого все необходимое. В том числе и столовый уксус (9% раствор уксусной кислоты – одноосновной органической кислоты с формулой $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$). Однако все ее заготовки испортились. Знакомый химик объяснил ей, что это может быть из-за того, что раствор уксуса имел меньшую массовую долю кислоты. Он взял на пробу 100 г раствора уксуса и установил, что такая масса раствора нейтрализуется 100 мл раствора гидроксида натрия с концентрацией 1 моль/л. Какова была массовая доля уксусной кислоты в растворе?

Схема решения. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na} + \text{H}_2\text{O}$

$v(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль/л} = 0,1 \text{ моль} = v(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2)$.

$\omega(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,1 \cdot 60 / 100 = 0,06 = 6\%$.

Ответ. 6%.

Пример 4 (2016 год). Хлорофилл – зеленый пигмент растений, участвующий в процессе фотосинтеза – представляет собой сложное органическое соединение с молярной массой 892 г/моль. В состав хлорофилла входят (в % по массе): Mg – 2,69 %, C – 73,99 %, O – 8,97%, N – 6,27%, остальное – водород.

1. Рассчитайте, сколько атомов магния содержится в одной молекуле хлорофилла.
2. Твердый остаток, полученный при сжигании 100 г хлорофилла, растворили в 100 г 10%-й соляной кислоты. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Рекомендации к решению. 1. Если дана молярная масса, то для расчета состава по массовым долям удобно взять не 100 г, а 1 моль, тогда можно рассчитать число атомов каждого элемента в молекуле по формуле: $n = \omega \cdot M(\text{эл-та}) / M(\text{хлорофилла})$. В условии спрашивается только число атомов магния, поэтому непонятно, зачем даны остальные массовые доли.

2. При сжигании органических веществ образуются оксиды элементов и азот. В твердом остатке – только MgO. Для расчета его массы нет необходимости записывать полное уравнение сгорания хлорофилла, достаточно схемы. Из предыдущего пункта мы узнали, что молекула хлорофилла содержит один атом магния, поэтому: $\text{хлорофилл} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO} + \dots$

Далее надо не забыть, что соляная кислота – в избытке, поэтому конечный раствор содержит не только MgCl_2 , но и HCl. Масса конечного раствора равна сумме масс соляной кислоты и оксида магния: $m(\text{р-ра}) = 100 + m(\text{MgO})$.

Ответ. 1. Один атом Mg. 2. $\omega(\text{MgCl}_2) = 10,2\%$, $\omega(\text{HCl}) = 1,75\%$.

Пример 5 (2016 год) – задача на смесь.

Смесь углекислого и угарного газов составлена таким образом, что массовая доля кислорода в ней оказалась равной 70%.

1. Определите соотношение объемов компонентов газовой смеси.
2. Тяжелее или легче воздуха данная смесь газов? Ответ обоснуйте.
3. Предложите способ химического разделения данной газовой смеси.

Рекомендации к решению. Задача довольно стандартная, но в 8 классе ее давать, вероятно, рановато. Для ее решения надо хорошо набить руку на расчеты смесей веществ. Способов решения данной задачи много, так как в ней фигурируют только относительные величины, которые не зависят от количества смеси.

1. Удобнее всего взять 1 моль смеси, обозначить $v(\text{CO}_2) = x$, $v(\text{CO}) = 1 - x$ и записать уравнение для массовой доли кислорода:

$$0,7 = m(\text{O}) / m(\text{смеси}) = (2x + (1-x)) \cdot 16 / (44x + 28(1-x)),$$

откуда $x = 0,75$, тогда $1-x = 0,25$. Соотношение объемов равно соотношению молей: $V(\text{CO}_2) : V(\text{CO}) = 0,75 : 0,25 = 3 : 1$.

2. Задачу можно решить без расчета, если увидеть, что воздух по молярной массе ($M = 29$ г/моль) близок к CO ($M = 28$ г/моль), но в смеси преобладает не CO, а более тяжелый CO_2 , поэтому смесь тяжелее воздуха. Здесь – общий совет учителям: если есть возможность, учите детей не только считать, но и делать оценки без расчетов, это очень помогает контролировать правильность расчетов.

Подтвердим наш вывод расчетом:

$$M_{\text{см}} = \varphi_1 M_1 + \varphi_2 M_2 = 0,75 \cdot 44 + 0,25 \cdot 28 = 40 \text{ г/моль} > 29 \text{ г/моль}.$$

3. Для разделения смеси достаточно пропустить ее через известковую воду, а потом растворить выпавший осадок в соляной кислоте.

2) Валентность, составление молекулярных и структурных формул

Для составления формулы вещества валентность достаточно рассматривать как число одновалентных атомов, с которыми данный элемент может быть соединен или на которые

замещен. При рассмотрении структурных формул веществ молекулярного строения валентность – это число черточек, отходящих от символа элемента в формуле.

От учащихся требуется умение составлять молекулярные (или простейшие) и структурные формулы соединений по валентности элементов. Кроме того, надо знать типичные валентности важнейших элементов – водорода, кислорода, углерода, азота, и уметь определять высшую валентность элемента по положению в Периодической системе.

Пример 6 (2010 год). Молодой учитель химии Колбочкин подготовил карточки с символами элементов и подстрочных индексов, чтобы поиграть с ребятами в игру на составление формул бинарных соединений. Какие соединения учитель Колбочкин зашифровал, если в его чемодане лежали следующие карточки: **Mn K O 2 5 P O N 3 Na 2 2 O 2 7**. При этом, каждая карточка может быть использована только один раз. Учтите, что лишних карточек у учителя нет и ни одна из карточек не потерялась.

Рекомендация для решения. Можно начать с редко встречающегося индекса 7. Весьма вероятно, что он характеризует высший оксид марганца Mn_2O_7 . Эту формулу вычеркиваем из списка. Потом пристраиваем «пятерку» – в P_2O_5 . Остаются Na, K, N, O – они входят в состав двух бинарных соединений.

Олимпиадная идея. Надо знать, что кроме оксидов существуют и другие бинарные соединения – перекиси, а также соединения металлов с неметаллами, где последние проявляют низшую возможную степень окисления, и неметаллов с неметаллами.

Ответ. Mn_2O_7 , P_2O_5 , Na_2O_2 , K_3N .

3) Свойства основных классов неорганических соединений и переходы между ними

Пример 7 (2012 год). Напишите уравнения реакций (назовите образующиеся продукты):

- 1) $KHCO_3 + NaOH =$
- 2) $Mg(OH)Cl + HBr =$
- 3) $CaClBr + AgNO_3 =$
- 4) $KAl(SO_4)_2 + BaCl_2 =$

Рекомендация для решения. Задача посвящена химическим свойствам солей. Для кислых и основных солей важнейшая реакция – нейтрализация – с основанием и кислотой соответственно, при этом образуются средняя соль и вода. Двойные и смешанные соли в обменных реакциях проявляют такие же свойства, как и обычные средние соли, только с большим числом катионов или анионов. Полезно рассмотреть с учениками сокращённые ионные уравнения этих реакций, при этом необходимо учесть, что гидроксид магния и угольная кислота – слабые электролиты, поэтому гидрокарбонат-ион и ион гидроксиомагния практически не диссоциируют.

Олимпиадная идея. Обобщение понятия средней соли на двойные и смешанные соли, которые при диссоциации дают несколько катионов или анионов.

Пример 8 (2014 год). Приведите примеры взаимодействия двух неметаллов, металла с неметаллом, оксида металла с неметаллом, оксида неметалла с неметаллом, оксида металла с металлом, оксида неметалла с металлом, оксида металла с оксидом неметалла, оксида металла с оксидом металла, оксида неметалла с оксидом неметалла.

Рекомендация для решения. В этой задаче кроме обычных свойств кислотных и основных оксидов рассматриваются также их окислительно-восстановительные реакции, в частности реакции с простыми веществами, которые могут играть роль восстановителей – веществ, отнимающих кислород, или (в случае O_2) – окислителя, добавляющего кислород к оксиду.

«оксид металла с неметаллом»: $2\text{CuO} + \text{C} = 2\text{Cu} + \text{CO}_2$

«оксид металла с металлом»: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$

В качестве оксида неметалла можно выбрать воду:

«оксид неметалла с неметаллом»: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

«оксид неметалла с металлом»: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Li} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2$

4) Получение и химические свойства газов

Для решения задач на эту тему достаточно знать важнейшие свойства и способы получения простейших неорганических газов – водорода, кислорода, углекислого газа, сернистого газа, аммиака, сероводорода и хлороводорода. Кроме того, надо иметь представление о качественных реакциях на эти газы. Для решения многих олимпиадных задач надо также представлять себе агрегатное состояние конкретных веществ.

Пример 9 (2011 год) Приведите примеры реакций между двумя газами с образованием

- 1) только твердых продуктов
- 2) только жидких продуктов
- 3) только газообразных продуктов
- 4) одного твердого и одного жидкого продукта
- 5) одного газообразного и одного жидкого продукта

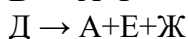
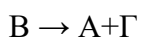
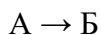
Агрегатные состояния приведены при н.у.

Рекомендация для решения. В первую очередь, надо постараться использовать реакции горения – это позволяет ответить на вопросы 2 и 5 (надо подчеркнуть, что продукт может быть единственным, хотя в условиях 1-3 стоит множественное число). Твёрдый продукт в реакции 1 – хлорид аммония. К нетипичным здесь относится только реакция 4: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S}(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.

5) «Угадайки» со схемами реакций

Для решения подобных задач надо хорошо представлять себе взаимосвязь основных классов неорганических соединений и знать основные типы химических реакций (по несколько реакций для каждого типа). Это поможет расшифровать неизвестные вещества в «угадайках».

Пример 10 (2013 год). Предложите вещество А, которое может участвовать в таких процессах:



Напишите уравнения всех реакций. Учтите, что разными буквами обозначены разные вещества, а коэффициенты в схемах реакций не указаны.

Рекомендация для решения. Ключ – первая реакция, в которой происходит превращение одной аллотропной модификации в другую, например кислорода – в озон. Если вещество А – это O_2 , то остаётся только написать две реакции разложения с выделением кислорода, например разложение H_2O_2 и KMnO_4 .

Кроме задач на указанные выше темы, встречаются комбинированные задачи, которые нельзя однозначно отнести к единственной теме, а также тестовые вопросы. В последних, как правило, требуется либо хорошее владение школьным материалом, либо фактические знания по истории химии и её практическому применению.

3. Основные типы задач для 9-го класса

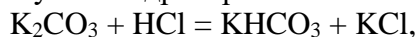
Как и для 8-го класса, мы проанализировали задания МОШ для 9-го класса, начиная с 2010 года. Здесь можно выделить следующие ключевые темы.

1) Химические свойства отдельных неорганических веществ или классов веществ

В этот раздел попадают довольно стандартные, утешительные задания типа: «Какие вещества могут реагировать с гидроксидом натрия (водой, бромом, углекислым газом и т.д.)». Из интересных идей можно отметить взаимодействие кислот с карбонатами, которое в зависимости от условий может происходить с выделением газа и без него.

Пример 1 (2011 год). В колбу, содержащую 50 г 27,6 %-го раствора карбоната калия, приливают по каплям 7,3%-ную соляную кислоту со скоростью 1 г раствора кислоты в минуту. Напишите уравнения реакций, постройте график зависимости объема выделившегося газа (н.у.) от времени. По горизонтали откладывают время, по вертикали – объем газа (мл). Растворимостью оксида углерода (IV) можно пренебречь. Изменится ли график, если те же реактивы приливать наоборот – в кислоту добавлять с той же скоростью раствор карбоната?

Олимпиадная идея. Классический случай, когда при реакции двух веществ образуются разные продукты, в зависимости от того, какое из веществ находится в избытке. То есть, продукты зависят от порядка смешивания реагентов. Так, при избытке карбоната углекислый газ не выделяется – сначала образуется гидрокарбонат:



а лишь затем начнется выделение газа:



Напротив, при избытке кислоты газ выделяется сразу:



С этой темой родственная и другая: **цепочки превращений.**

Пример 2 (2011 год). Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений: $\text{KOH} \rightarrow \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3$.

Укажите условия проведения процессов. Каждой стрелке соответствует одна реакция.

Рекомендация для решения. Все превращения здесь довольно стандартны за исключением предпоследнего: $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$. В растворе осуществить такую обменную реакцию невозможно, так как оба вещества хорошо растворимы в воде и в любом случае у ионной реакции не будет признака. Это превращение можно осуществить только в твердой фазе при поджигании смеси нитрата калия с углем:



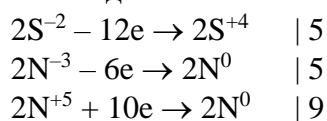
Это – единственная нетривиальная реакция в данной цепочке. Разумеется, кроме $\text{N}_2 + \text{CO}_2$ в качестве правильных ответов принимались и другие варианты восстановления нитрата.

2) Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций

Как и в 8-м классе, этой теме посвящена примерно каждая третья задача. Расчеты и по уравнениями, и по формулам можно проводить как через моли, так и с помощью пропорций. Интересен тип заданий, когда надо составить неизвестное уравнение реакции по заданным продуктам.

Пример 3 (2012 год). Стехиометрическая смесь двух солей – нитрата калия и роданида цинка $Zn(SCN)_2$ – горит без доступа воздуха. Напишите уравнение реакции, если ее продуктами являются азот, оксид цинка, карбонат калия, сернистый и углекислый газы. Какой объем азота (н.у.) образуется при сгорании 10,0 г данной смеси?

Рекомендация для решения. Уравнение можно составить с помощью обычного электронного баланса, но для этого надо определить степени окисления неизвестных элементов, что в данном случае является не самой тривиальной задачей. Для расчета степеней окисления надо помнить ряд электроотрицательностей. Сера в роданид-ионе – самый электроотрицательный элемент, поэтому она имеет степень окисления -2 , азот в роданиде цинка связан только с менее электроотрицательным углеродом, поэтому имеет низшую возможную степень окисления -3 , следовательно на углерод приходится $+4$, т.е. в этой реакции степень окисления меняют сера и два разных типа атомов азота – N^{-3} из роданида и N^{+5} из нитрата, при этом число атомов азота из роданида должно быть равно числу атомов серы. Электронный баланс имеет вид:



Суммарное уравнение: $5Zn(SCN)_2 + 18KNO_3 = 5ZnO + 14N_2\uparrow + 9K_2CO_3 + CO_2\uparrow + 10SO_2\uparrow$.

Разумеется, уравнение можно составить и другими методами, например кислородным балансом или методом неопределенных коэффициентов.

Расчет объема азота проводится простой пропорцией по уравнению реакции, ответ – 1,15 л.

Олимпиадная идея. Составление необычного, неизвестного ранее уравнения реакции. Учет стехиометрического соотношения между двумя восстановителями в электронном балансе.

Пример 4 (2012 год). Термическое разложение карбонила железа $Fe(CO)_5$ используют для получения порошка особо чистого железа. Выделившийся при термическом разложении образца карбонила железа газ смешали с 3,36 л кислорода (н.у.) и подожгли. При пропускании продуктов горения через раствор гидроксида натрия объем газовой смеси уменьшился вдвое. Какая масса железа понадобилась для синтеза исходного образца $Fe(CO)_5$?

Рекомендация для решения. Реакция $O_2 + 2CO = 2CO_2$ происходит не до конца – одно из веществ находится в избытке, который не поглощается раствором щелочи. В зависимости от того, какой газ был в избытке – O_2 или CO , получаются два ответа: 1,12 г Fe (если в избытке – O_2) и 6,72 г Fe (если в избытке – CO)

Олимпиадная идея. Наличие двух правильных ответов. Не обязательно искать оба, достаточно найти любой из них.

Расчеты помогают решать «угадайки» – задачи, где надо определить неизвестные вещества по их свойствам. При наличии количественной информации лучше всегда полагаться на нее, а не только на качественные признаки веществ – цвет или агрегатное состояние.

Пример 5 (2017 год). Смесь двух твердых веществ массой 10,00 г аккуратно прокалили при $1100\text{ }^\circ\text{C}$ (реакция 1), при этом выделился газ А объемом 1,792 л (н. у.). Твердый остаток массой 7,76 г растворили в воде – нерастворившуюся часть черного цвета массой 4,38 г отфильтровали, а к фильтрату добавили избыток раствора нитрата меди (II) при этом образовалось 1,92 г черного осадка Б (реакция 2).

1. Определите состав исходной смеси, если известно, что при добавлении к ней избытка соляной кислоты видимых признаков реакции не наблюдается. Приведите необходимые расчеты.

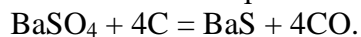
2. Определите вещества А и Б.

3. Запишите уравнения реакций 1 и 2.

Рекомендации к решению.

Начать надо с газа. По данным задачи можно найти его массу и количество вещества, а из них – молярную массу. Получается 28 г/моль, это N₂ или CO. Далее используем качественную информацию: черный осадок, содержащий медь(+2), – это, вероятнее всего, CuS. Тогда в растворе был сульфид массой $7,76 - 4,38 = 3,38$ г и количеством вещества $\nu = \nu(\text{CuS}) = 1,92 / 96 = 0,02$ моль. Молярная масса сульфида: $M = 3,38 / 0,02 = 169$ г/моль – это BaS.

В исходной смеси BaS не было (газ под действием соляной кислоты не выделяется!), следовательно он образовался в результате прокаливания. Вспомнив, что выделился газ – N₂ или CO, приходим к выводу, что исходная смесь содержала сульфат бария и углерод. Последний восстановил первый:



Далее все очевидно. Состав исходной смеси – 0,02 моль (4,66 г) BaSO₄, остальное (5,34 г) – углерод. А – CO, Б – CuS.

Олимпиадная идея. Сочетание качественной и количественной информации при анализе превращений и определении неизвестных веществ.

3) Растворы и смеси веществ

Сюда входят довольно стандартные, утешительные задачи на определение состава смеси по ее массе и уравнениям реакций, а также расчет состава раствора, в котором протекала химическая реакция. В последнем случае надо учитывать изменение массы раствора за счет выделения газа или выпадения осадка, а также возможность избытка-недостатка реагентов.

Пример 6 (2013 год). К 200 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 2,0 % приливали 6,3 %-ную азотную кислоту до тех пор, пока не получился раствор с массовой долей нитрата натрия 2 %. Какова масса прилитого раствора азотной кислоты?

Рекомендация для решения. Обозначить массу раствора за x и выразить через x массовую долю нитрата натрия в конечном растворе. Как и в примере 4, возможны два правильных ответа: один – для избытка NaOH (61,5 г раствора кислоты), другой – для избытка кислоты (225 г раствора кислоты).

Очень интересная, творческая задача на свойства концентрированной серной кислоты была предложена в 2014 году.

Пример 7 (2014 год). В герметичной комнате с линейными размерами 15 м × 3,5 м × 6 м открыли сосуд с олеумом (раствором оксида серы (VI) в чистой серной кислоте) с массовой долей серной кислоты, равной 90%. Через продолжительное время массовая доля серной кислоты перестала изменяться и стала опять равна 90%. Определите исходную массу олеума, если известно, что содержание насыщенного водяного пара при этих условиях составляет $17,3 \cdot 10^{-3}$ кг/м³, а относительная влажность воздуха равна 83%.

Олимпиадная идея. В исходном растворе – 90% серной кислоты в смеси с SO₃, а в конечном – 90% серной кислоты в смеси с H₂O.

Рекомендация для решения. Сначала, пользуясь данными задачи, надо найти массу воды, содержащейся в комнате. Получится 4523 г H₂O. Вода поглотилась олеумом, который сначала в результате реакции SO₃ + H₂O = H₂SO₄ перешел в 100%-ную H₂SO₄, а затем последняя поглотила воду и превратилась в 90%-ный раствор.

Дальше – стандартный прием: обозначим массу олеума за x г, тогда масса конечного раствора H₂SO₄ равна $4523+x$ г, а общая масса серной кислоты в этом растворе составляет

$0,9 \cdot (4523+x)$ г. Эта масса складывается из массы исходной кислоты $0,9x$ г плюс масса кислоты, полученной по реакции SO_3 с H_2O . Решая уравнение для x , находим $x = 33230$ г.

Ответ. 33,23 кг.

4) Газовые законы

Помимо традиционных расчетов по уравнению Клапейрона-Менделеева, эта тема включает задачи на расчет концентрации газов в воздухе и на закон Авогадро.

Пример 8 (2011 год). Школьник 14-16 лет во время уроков выделяет при дыхании около 20 л углекислого газа в час. Оптимальное содержание углекислого газа в воздухе 0,04 % по объему. При повышении содержания CO_2 до 0,1 % ухудшается внимание, возникает кашель и головная боль. В классе размером $7 \times 12 \times 3$ м находятся 25 человек. Через какое время (часы, минуты) без проветривания воздух в классе станет непригодным для дыхания? Расходом кислорода на дыхание можно пренебречь.

Рекомендация для решения. Надо найти дополнительный объем CO_2 , необходимый для достижения объемной концентрации 0,1% при начальной концентрации 0,04%, и поделить его на число человек и на производительность CO_2 для одного человека. Не забудем перевести кубические метры в литры.

Ответ. 18 мин. (Получился немного странный результат – класс надо проветривать уже к середине урока).

Пример 9 (2014 год). Один из газов, наличие которого в атмосфере приводит к «парниковому эффекту», способен реагировать с хлором и с кислородом. При реакции с избытком кислорода из 1 л исходного газа получается 1 л другого парникового газа (объем измерен при тех же условиях). 1 л исходного газа может прореагировать с 4 л хлора, при этом образуется жидкость тяжелее воды и 4 л газа, очень хорошо растворимого в воде. Вычислите массу воды, которая получается при реакции 1 л исходного газа (н.у.) с избытком кислорода. Напишите уравнения реакций.

Рекомендация для решения. Задача основана на следствии из закона Авогадро: отношение объемом реагирующих газов равно отношению соответствующих стехиометрических коэффициентов. Ключ к решению – хорошо растворимый газ, который образуется при реакции с хлором. Этот газ – хлороводород. Один объем парникового газа реагирует с 4 объемами Cl_2 с образованием 4 объемов HCl , следовательно молекула парникового газа содержала 4 атома H, это – метан CH_4 .

Ответ. CH_4 . 1,6 г воды.

5) Тепловые эффекты химических реакций

Физическая химия представлена в 9-м классе задачами на теплоту реакции. В этих задачах используются стехиометрические расчеты по термохимическим уравнениям реакций, основанные на том, что теплота прямо пропорциональна количеству вещества, и закон Гесса, согласно которому теплоты последовательно протекающих реакций складываются.

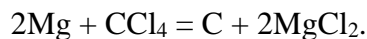
Иногда расчет теплового эффекта позволяет оценить возможность самопроизвольного протекания реакции.

Пример 10 (2010 год). Горением называется реакция с самопроизвольным выделением тепла и света; при этом на 1 г смеси исходных веществ выделяется более 1,5 кДж тепла. При полном хлорировании 1 моль углерода выделяется 133 кДж, а при полном хлорировании 1 моль магния выделяется 645 кДж. Может ли гореть магний, залитый четыреххлористым уг-

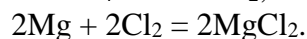
леродом – жидкостью, которую использовали для наполнения огнетушителей? Приведите уравнения возможных реакций и расчеты.

Олимпиадная химическая идея. Горение может происходить не только в чистом кислороде или другой окислительной атмосфере, но и за счет выделения теплоты при других окислительно-восстановительных реакциях.

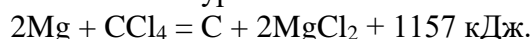
Рекомендация для решения. Магний мог бы гореть под CCl_4 , если бы мог отнимать у последнего атомы хлора:



Эту реакцию можно (мысленно) представить в виде суммы двух реакций:



Теплота первой реакции противоположна по знаку теплоте полного хлорирования углерода, а теплота второй равна удвоенной теплоте хлорирования магния. Складывая теплоты этих двух реакций, находим термохимическое уравнение:



Из этого уравнения можно посчитать, сколько теплоты выделяется из 1 г стехиометрической смеси ($2\text{Mg} + \text{CCl}_4$), и сравнить это значение с 1,5 кДж/г.

Ответ. Магний под CCl_4 гореть может.

4. Выводы

Подводя итоги, сформулируем необходимые условия для успешного выступления учащихся 8-9 классов на Московской олимпиаде школьников.

В 8-м классе необходимо:

- уметь составлять молекулярные и структурные формулы веществ по валентности элементов;
- уметь определять формулы веществ по массовым долям элементов или продуктам сгорания;
- знать общие свойства и генетическую взаимосвязь основных классов неорганических соединений;
- знать признаки и основные типы химических реакций
- знать свойства и способы получения простейших неорганических газов;
- уметь проводить стехиометрические расчеты по уравнениям реакций;
- уметь находить состав раствора с использованием как массовой доли, так и молярной концентрации;

В 9-м классе вдобавок к этому необходимо:

- уметь составлять уравнения сложных окислительно-восстановительных реакций;
- уметь проводить сложные расчеты по уравнениям реакций, с учетом выхода и избытка-недостатка;
- знать и уметь применять газовые законы, в первую очередь закон Авогадро и уравнение Клапейрона-Менделеева;
- понимать принципы термохимии, уметь проводить расчеты по термохимическим уравнениям и применять закон Гесса и его следствия.

Разумеется, это – всего лишь необходимые знания и умения, но совершенно недостаточные. Они позволяют быстро выполнять простые, базовые действия при решении задачи, создают основу решения и помогают сосредоточиться на главном – на «изюминке», или олимпиадной идее. Главное в олимпиаде – это не технологии решения, а красивые химические идеи, со-

ставляющие суть творческой деятельности учащегося. А для творчества наши методические рекомендации не годятся, здесь рецепт только один – решать как можно больше олимпиадных задач и накапливать творческий опыт. Отметим также важную роль самостоятельной подготовки, соответствующие рекомендации изложены в разделе «Список книг и интернет-ресурсов» в данном модуле.

5. Литература и интернет-источники

1. <http://moschem.olimpiada.ru/tasks> – задания Московской олимпиады по химии прошлых лет с решениями.
2. В.В. Сорокин, В.В. Загорский, И.В. Свитанько. Задачи химических олимпиад. Принципы и алгоритмы решений. – М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. (Электронная версия – <http://www.chem.msu.ru/school/sorokin/welcome.html>)
3. В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко. Сборник задач и упражнений по химии. Школьный курс. 8-11 классы. – М.: Экзамен, 2007. (доступно в формате pdf в данном модуле)

6. Задачи для самоконтроля

1. Вещество А применяют как растворитель. Установите формулу этого соединения, если известно, что при сжигании в избытке кислорода порции вещества массой 5,8 г образуется газообразная смесь. При охлаждении этой смеси до комнатной температуры конденсируется 5,4 г бесцветной жидкости, а оставшийся газ полностью поглощается избытком раствора гидроксида кальция. При этом масса склянки с раствором увеличивается на 13,2 г и образуется белый осадок.

В ответе укажите без пробелов число атомов углерода, водорода, кислорода в веществе А (например, для метанола CH_3OH ответ надо было бы записать в таком виде: 141).

2. Минерал пирит (FeS_2) может гореть без доступа воздуха, если его смешать с нитратом калия (KNO_3). Составьте уравнение реакции горения, если известно, что смесь прореагировала полностью, а продукты сгорания: сульфит калия, сернистый газ, оксид железа (III) и азот. В ответе укажите сумму коэффициентов в левой части уравнения при условии, что коэффициенты являются минимально возможными натуральными числами.

3. При полном сгорании 1 моль уротропина (сухое горючее) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$ в избытке кислорода выделяется 4212 кДж теплоты. Сколько теплоты (в кДж) выделится, если для сжигания использовано 5,6 л кислорода (н.у.) и стехиометрическое количество уротропина? В ответе укажите целое число, без размерности.