Всероссийская олимпиада школьников по химии

Муниципальный этап. 2014/2015 уч. г. Восьмой класс.

Задача 8-1. Кирпич из золота.

В одном из детективов рассказывается о мошеннике, который все свое нечестно добытое золото, замаскировал под кирпич в стене своего дома, а потом с ним и сбежал. Попробуйте подсчитать, легко ли бегать с таким кирпичом из чистого золота. Известно, что строительный кирпич имеет размеры 25 на 12 на 6,5 см, а в золотом кубике с ребром 1 мм содержится примерно 5,9\*1019 атомов золота. (6 баллов)

**Задача 8-2.** **Такие разные шарики.**

В вашем распоряжении четыре воздушных шарика, но надуты они не воздухом, а четырьмя разными газами – водородом, кислородом, углекислым газом, и природным газом, метаном, формула которого CH4. К каждому шарику присоединена трубочка с зажимом, позволяющим постепенно выпускать газ из шарика. Объемы шариков одинаковы.

1. Какими физическими методами можно различить эти шарики? Ответ желательно подтвердить численными характеристиками газов.

 2. Какими химическими методами, можно определить каждый из этих газов? Если это возможно, ответ подтвердите уравнениями химических реакций. (10 баллов)

**Задача 8-3.** **Сложная соль.**

****Для биохимических исследований потребовался раствор, с массовой долей химического элемента азота равной 2%. В качестве источника азота предложено взять соль ортофосфорной кислоты: гидрофосфат аммония (NH4)2HPO4.

Массовые доли химических элементов в составе этой соли изображены на диаграмме. К сожалению, диаграмма осталась неподписанной, и непонятно, какой сектор относится к какому элементу.

1) Определите, сколько атомов каждого элемента входит в состав структурной единицы этой соли и ее относительную молекулярную массу.

2) Рассчитайте массовые доли химических элементов в составе соли и определите, какой сектор диаграммы показывает содержание каждого элемента.

3) Рассчитайте массу соли и объем воды, которые необходимо взять для получения 200 г раствора с массовой долей азота в растворе равной 2%.

4) Рассчитайте массовую долю соли в этом растворе. (8 баллов)

**Задача 8-4.** **Три прибора**



На рисунке представлены три прибора, которые химики используют для разделения смесей веществ. В вашем распоряжении есть следующие смеси: воды и соли (раствор), воды и измельченного мела, воды и бензина, воды и растительного масла, воды и спирта (раствор), воды и железных опилок, воды и сахарного песка (раствор).

1. Для каждого рисунка укажите, как называются составные части этих приборов.
2. Как называются способы разделения смесей с помощью приборов №2 и №3?
3. Укажите, какие из перечисленных смесей можно разделить с помощью каждого прибора.
4. Какую смесь из перечисленных нельзя разделить этими способами? Какой способ вы можете предложить для ее разделения? (11 баллов)

Всероссийская олимпиада школьников по химии

Муниципальный этап. 2014/2015 уч. г. Девятый класс.

Задача 9-1. Юному химику Васе поручили приготовить 200 мл раствора, в каждом миллилитре которого должно содержаться 1,5\*1019 ионов алюминия. «Это нетрудно» - решил Вася, «в лаборатории должен быть сульфат алюминия, и нужно рассчитать, сколько его взять для приготовления раствора».

1. Напишите уравнение диссоциации сульфата алюминия и рассчитайте его массу, необходимую для приготовления 200 мл раствора.

Когда расчеты были проведены, Вася пошел за реактивом, но нашел только банку с частично потертой этикеткой, на которой удалось только прочитать: «Al ? (SO4)3\* ?? H2O».

«Это кристаллогидрат, его формулу придется определить и массу пересчитать» - подумал Вася. Он отвесил немного вещества, растворил его в воде и добавил избыток раствора хлорида бария. Выпавший осадок был отфильтрован, высушен и взвешен, причем оказалось, что его масса в 1,05 раза больше, чем масса взятого кристаллогидрата.

2. Определите формулу кристаллогидрата и рассчитайте его массу, необходимую для приготовления заданного раствора. (10 баллов)

Задача 9-2. Когда раствор был приготовлен, его принесли на занятие кружка, где предложили получить из него раствор нитрата алюминия, если кроме этого раствора можно использовать только такие реактивы: соляную кислоту, растворы аммиака, нитрата натрия, нитрата серебра, карбоната натрия, хлорида магния.

 Предложите один, а лучше два, даже три способа осуществить эти превращения, напишите молекулярные и ионные уравнения предложенных реакций. (10 баллов)

Задача 9-3. Порошок простого вещества А, поместили в стеклянную трубку, и, пропуская через трубку кислород, начали нагревать. Спустя некоторое время, в трубке образовался черный порошок вещества Б. Источник кислорода отсоединили, и, продолжая нагревать трубку с веществом, стали пропускать через нее аммиак – цвет порошка изменился на розовый. То же самое наблюдалось в другом опыте, где над порошком вещества Б пропускали оксид углерода(II). Полученный в этих опытах розовый порошок растворялся в концентрированной серной кислоте с выделением газа с резким запахом и образованием раствора, имевшего характерную окраску.

1. Определите вещества А и Б, напишите уравнения четырех описанных реакций,

2. Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель, вещество и конкретный элемент с указанием его степени окисления, например: *кислород (О0) – окислитель*.

3. Какую окраску будет иметь раствор, полученный в последней реакции? (10 баллов)

Задача 9-4. При нагревании 8 г смеси состоящей из хлорида, карбоната и гидрокарбоната натрия выделилось 680 мл газа и пары воды. Другую такую же порцию смеси обработали избытком соляной кислоты, в результате выделилось 1,68 л газа и получено 84 г раствора. Объемы газов измерены при н.у.

Напишите уравнения реакций и определите массовые доли компонентов в исходной смеси. Чему равна массовая доля соли в полученном растворе? (10 баллов)

Задача 9-5. Для работы в полевой лаборатории были приготовлены растворы шести веществ: серной кислоты, хлорида бария и хлорида магния, сульфата и карбоната натрия, нитрата калия. Склянки временно пометили номерами, но в экспедиции обнаружилось, что список, где было указано, что под каким номером, взять забыли. Из других реактивов у забывчивого химика был только раствор фенолфталеина. Но он не растерялся и, проведя серию испытаний, определил, что находится в каждой склянке.

Предложите и вы самый короткий путь анализа растворов этих веществ, не используя других реактивов. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, объясняющие те признаки, по которым вы распознали вещества. (10 баллов)

Всероссийская олимпиада школьников по химии

Муниципальный этап. 2014/2015 уч. г. Десятый класс.

Задача 10-1.

Смесь сульфида алюминия с еще одним соединением этого металла обработали соляной кислотой, а выделившийся при этом газ пропустили через избыток раствора щелочи. При этом объем газа уменьшился вдвое, а плотность остатка газа по азоту оказалась равной 0,5714.

а) Какое второе соединение входило в состав смеси? Обоснуйте свой ответ и напишите уравнения реакций, проходивших при обработке смеси кислотой.

б) Рассчитайте состав смеси, выразив его в массовых долях компонентов.

в) Чему будет равен объём газа (н.у.), выделившегося при обработке 12 г исходной смеси избытком раствора щелочи? Ответ обоснуйте уравнениями реакций и расчетом. (10 баллов)

Задача 10-2.

Медную пластинку растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом выделился газ бурого цвета, объем которого, в пересчете на нормальные условия оказался равным 5,824 л, и образовалось 142 г голубого раствора, с массовой долей избыточной азотной кислоты 45%. Рассчитайте:

а) массу растворенной медной пластинки и массовую долю нитрата меди в полученном растворе.

б) массовую долю азотной кислоты в исходном растворе. (10 баллов)

Задача 10-3.

Простое вещество **А** представляет собой серебристо-серый металл, хранить который приходится под слоем минерального масла. При его взаимодействии с водой образуется насыщенный раствор вещества **Б**, которое частично выпадает в виде белого осадка. Хотя вещество **Б** малорастворимо, его раствор меняет окраску фенолфталеина на ярко-малиновую. При пропускании в этот раствор углекислого газа, сначала выпадает осадок вещества **В**, затем осадок растворяется и образуется раствор вещества **Г**. Однако если нагреть этот раствор, из него снова выпадает осадок **В**. Если образец вещества В массой 8 г нагреть до достаточно высокой температуры, то образуется вещество 4,48 г вещества **Д**.

а) Определите неизвестные вещества, напишите уравнения описанных реакций.

б) Подтвердите свои выводы расчетом.

в) Объясните, почему металл **А** нужно хранить под слоем минерального масла.

(10 баллов)

Задача 10-4.

Важную роль в доменном процессе играет реакция С + CO2 = 2CO – Q (А), поскольку именно она служит источником оксида углерода(II), который восстанавливает железную руду (оксиды железа, например Fe2O3) до металлического железа. Реакция (А) обратима и требует оптимальных условий для хорошего выхода CO.

Для определения теплового эффекта реакции (А), провели 2 эксперимента. В первом сожгли 1 г угля в избытке кислорода и определили, что выделилось 32,8 кДж теплоты. Во втором уголь сжигали в условиях нехватки кислорода и обнаружили, что при образовании 1 л CO выделяется 4,94 кДж (объем газа приведен к н.у.)

1) Рассчитайте тепловые эффекты двух реакций, проведенных в этих экспериментах, и напишите их термохимические уравнения.

2) используя эти данные рассчитайте тепловой эффект реакции (А).

3) Используя принцип Ле-Шателье объясните, как будет смещаться равновесие реакции (А) при а) повышении температуры; б) повышении давления, в) увеличении парциального давления CO в смеси газов.

4) Напишите уравнение реакции восстановления железа и рассчитайте объем CO необходимый для получения 1 тонны металла. (10 баллов)

Задача 10-5.

В вашем распоряжении из реактивов есть только хлорид натрия и вода, а руководство фирмы требует обеспечить производство: натрия (металл), гидрида, оксида, пероксида, гипохлорита, хлората и перхлората натрия. Предложите методы получения указанных веществ, напишите уравнения соответствующих реакций. (10 баллов)

Всероссийская олимпиада школьников по химии

Муниципальный этап. 2014/2015 уч. г.

Одиннадцатый класс.

Задача 11-1.

Простое вещество, образованное химическим элементом **А**, сгорает в кислороде с образованием вещества **Б** черного цвета, получившего название «… окалина». При растворении вещества Б в соляной кислоте, образуются два соединения **В** и **Г**, содержащие элемент **А**, причем раствор одного из них способен растворять металлическую медь. При взаимодействии растворов веществ **В** и **Г** со щелочью выпадают отличающиеся по цвету осадки **Д** и **Е**, но при контакте с воздухом осадок **Д** быстро превращается в **Е**. При прокаливании **Д** на воздухе образуется вещество **Ж** рыжего цвета. То же самое вещество образуется и при прокаливании **Е**, причем даже без доступа воздуха. При нагревании смеси вещества **Ж** с алюминиевым порошком протекает экзотермическая реакция, в ходе которой образуется вещество **А**.

Определите вещества, о которых идет речь и напишите уравнения 9 описанных реакций. Как называется последний процесс, который был использован для получения вещества **А**? (10 баллов)

Задача 11-2.

В 100 мл воды, осторожно, небольшими порциями, растворили 4 г натрия. К полученному раствору прилили 40 мл 10%-ного раствора сульфата меди (плотность раствора 1,1 г/мл). Полученную смесь прокипятили.

Какие вещества будут содержаться в растворе после отделения выпавшего осадка? Рассчитайте массу осадка и массовые доли веществ в полученном растворе. (10 баллов)

Задача 11-3.

На сжигание некоторого объема паров углеводорода **А** потребовался 9-кратный объем кислорода, а объем полученного при этом углекислого газа оказался в полтора раза меньше объема кислорода (объемы газов сравнивались при одинаковых условиях). Исследование спектров протонного магнитного резонанса показало, что все атомы водорода в этом углеводороде эквивалентны, имеют одинаковое окружение. Окончательно установить строение этого углеводорода помогла реакция с бромной водой. а) определите молекулярную формулу углеводорода **А**;

б) напишите структурные формулы двух возможных изомеров этого состава, отвечающих условию задачи, дайте им название по международной номенклатуре;

в) Какой из этих изомеров будет вступать в реакцию с бромной водой? Напишите уравнение реакции, укажите признаки ее протекания и назовите продукт. (10 баллов)

Задача 11-4.

Известно правило, по которому нельзя приливать воду в концентрированную серную кислоту: происходит бурное вскипание порций воды и разбрызгивание капель раствора кислоты. Обусловлено это главным образом экзотермической реакцией образования моногидрата серной кислоты:

H2SO4 + Н2O = H2SO4\*Н2O + 98,8 кДж

а) Рассчитайте массу воды, которая нагреется до 100oC и превратится в пар, если к избытку серной кислоты прилить 20 мл воды, взятой при 20oC. Удельная теплоемкость воды 4,2 кДж/кг\*К, теплота испарения воды 40,6 кДж/моль, потерями теплоты на нагревание серной кислоты – пренебречь.

б) Объясните, почему обратный порядок смешивания веществ, добавление небольшими порциями серной кислоты в воду, хотя и сопровождается теми же реакциями, но является сравнительно безопасным. (10 баллов)

Задача 11-5.

Органическое вещество **А** при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты отщепляет воду с образованием вещества **B**. Вещество **В** при подходящих условиях способно вступать в обратную реакцию, присоединяя воду, но основным продуктом этой реакции является вещество **С**, которое является изомером вещества **А**. При исследовании вещества **А** оказалось, что относительная плотность его паров по кислороду равна 1,875, а при сгорании образца массой 2,1 г образуется 2,52 г воды.

а) Определите молекулярную формулу вещества **А**;

б) Предложите возможное строение веществ **А, В** и **С**, учтя описанные в условии химические свойства. Напишите уравнения прямой и обратной реакции, используя структурные формулы веществ.

в) Объясните, почему в ходе обратной реакции образуется не вещество **A**, а его изомер. (10 баллов)

Всероссийская олимпиада школьников по химии 2014/2015 уч. г.

Муниципальный этап. Восьмой класс. Решения задач.

**Задача 8-1.**

Объем золотого кирпича будет равен V=25\*12\*6,5 = 1950 см3 = 1,95\*106 мм3.

Значит, атомов золота в нем будет N(Au) = 5,9\*1019\*1,95\*106 = 11,5\*1025 2 балла

Найдем количество вещества золота используя число Авогадро:

n(Au) = N(Au)/NA = 11,5\*1025/6,02\*1023= 1,91\*102 = 191 моль 2 балла

Молярная масса золота численно равна его относительной атомной массе:

M(Au) = 197 г/моль,

тогда масса золотого кирпича будет равна:

m(Au) = n\*M = 191\*197 = 37627 г = 37,6 кг 2 балла

Поднять такой кирпич, при хорошей тренировке, может и можно,
но бегать с ним нелегко, поэтому мошенника быстро поймали! **Всего 6 баллов.**

**Задача 8-2.**

Эти шарики будут отличаться по массе. Действительно, раз они при одинаковых условиях имеют одинаковый объем, значит, они содержат одно и то же число молекул (закон Авогадро), т.е. одинаковое количество вещества (моль). Но молярные массы у них разные. Самым легким будет шарик с водородом (М=2 г/моль), водород значительно легче воздуха (M=29 г/моль), поэтому шарик наполненный водородом, если его опустить, будет подниматься вверх. Легче воздуха и метан (М=16 г/моль). Шарик с метаном тоже должен бы подниматься вверх, но если оболочка шарика тяжелая, он может и опускаться. Два других газа, кислород (М=32 г/моль) и углекислый газ (М(CO2)=44 г/моль) тяжелее воздуха. Различить шарики можно сравнивая их попарно на простейших рычажных весах, сделанных из деревянной рейки и бечевки: самым легким окажется шарик с метаном, трехлитровый шарик с кислородом будет тяжелее, такой же шарик с углекислым газом еще тяжелее. 4 балла

Газы отличаются по химическим свойствам. Водород – горючий газ, если к трубке из которой выходит водород поднести горящую спичку, газ загорится: 2H2 + O2 = 2H2O

Кислород – поддерживает горение. Если струю кислорода направить на тлеющую лучинку, она вспыхнет.

Углекислый газ, наоборот, не поддерживает горение. Если газом из шарика заполнить стакан, а затем внести туда горящую лучинку – она потухнет. Этот газ можно обнаружить по действию на известковую воду – если пропускать газ из шарика через известковую воду, в ней образуется осадок нерастворимого вещества, карбоната кальция.

Метан тоже горючий газ. При его сжигании метана образуется углекислый газ и вода. СH4 + 2O2 = CO2 + 2H2O

Поэтому, если над пламенем горящего метана подержать пластинку, смоченную известковой водой, то ее капли побелеют, в них тоже образуется карбонат кальция.

Словесное объяснение до 4-х баллов, уравнения реакций горения водорода и метана 2 балла. **Всего 10 баллов.**

**Задача 8-3.**

1) В состав структурной единицы гидрофосфата аммония (NH4)2HPO4 входит 2 атома азота, 9 атомов водорода, 1 атом фосфора и 4 атома кислорода. Относительная молекулярная масса, Mr = 132.

2) Для расчета массовых долей химических элементов можно использовать формулу: w(Э) = х\*Ar(Э) / Mr. Получаем:

w(N) = 2\*14/132 = 0,212 = 21,2%, сектор 1; w(H) = 9\*1/132 = 0,068 = 6,8%, сектор 2;

w(P) = 1\*31/132 = 0,235 = 23,5%, сектор 3; w(O) = 4\*16/132 = 0,485 = 48,5%, сектор 4.

3) Масса азота в 200 г раствора: m(N) = m(p-pa)\*w(N)p-p = 200\*0,02 = 4 г. Масса соли, в которой содержится 4 г азота: m(соль) = m(N) / w(N)соль = 4/0,212 = 18,9 г.

Для приготовления раствора надо взять 200-18,9 = 181,1 г воды, или примерно 181 мл (плотность воды равна 1 г/мл)

4) Массовая доля соли в полученном растворе w(соль)= 18,9 /200 = 0,0945 = 9,45%.

За ответы на вопросы 1 и 2 по 2 балла, вопрос 3 – 3 балла, вопрос 4 – 1 балл.

**Всего 8 баллов.**

**Задача 8-4.**

1. Прибор №1. Штатив (с лапкой), делительная (капельная) воронка (с пробкой)

Прибор №2. Колба, воронка, фильтр (фильтровальная бумага);

Прибор №3 Штатив (с кольцом), выпаривательная (фарфоровая) чашка, спиртовка.

По 0,5 балла за верно названный элемент прибора
(в скобках – допустимые варианты), всего до 4-х баллов

1. Фильтрование, выпаривание. 2 балла.
2. Прибор №1. Смеси воды и бензина, воды и растительного масла.

Прибор №2. Смеси воды и измельченного мела, воды и железных опилок;

Прибор №3 Раствор соли в воде, сахара в воде.

По 0,5 балла за каждую верно выбранную смесь
(за неверно выбранную -0,5 балла), всего до 3-х баллов

1. На этих приборах нельзя разделить смесь спирта и воды (раствор спирта в воде). Эту смесь можно разделить, используя разные температуры кипения жидкостей, методом перегонки. 2 балла

**Всего 11 баллов.**

**================================================ Итого 35 баллов**

Всероссийская олимпиада школьников по химии 2014/2015 уч. г.

Муниципальный этап. Девятый класс. Решения задач.

**Задача 9-1.**

1. Уравнение диссоциации: Al2(SO4)3= 2Al3+ + 3 SO42- 2 балла

В расчете на 200 мл раствор должен содержать 200\*1,5\*1019=3\*1021 ионов алюминия.

Количество вещества ионов алюминия n(Al3+) = N(Al3+)/NA = 3\*1021/ 6\*1023 = 5\*10-3 моль

По уравнению диссоциации видно: n(Al2(SO4)3) = n(Al3+)/2 = 2,5\*10-3 моль

m(Al2(SO4)3) = M\*n = 342\*2,5\*10-3 = **0,855 г** 3 балла

2. Допустим, что навеска кристаллогидрата содержала х моль соли.

По уравнению реакции: Al2(SO4)3 + 3BaCl2 = 2AlCl3 + 3BaSO4↓ 1 балл

в осадок выпадет 3х моль сульфата бария, m(BaSO4)= M\*n = 233\*3х=699х г;

Масса кристаллогидрата в 1,05 раз меньше, т.е. m(кр-г)= 699х/1,05 = 666х г, в нем содержится m(Al2(SO4)3) = M\*n = 342х г соли и вода. m(H2O) = 666х-342х=324х г,

n = m/M = 324х/18 = 18х моль. Таким образом, на х моль соли приходится 18х моль воды.

Формула кристаллогидрата **Al2(SO4)3\*18H2O** 3 балла

Чтобы раствор содержал заданное количество ионов соли он должен содержать

n(кр-г) = n(Al2(SO4)3) = 2,5\*10-3 моль, m(кр-г)= 666\*2,5\*10-3 = **1,665 г.** 1 балл

**Всего 10 баллов.**

**Задача 9-2.**

Наиболее очевиден прямой способ, реакция растворов сульфата алюминия и нитрата серебра, с выпадением осадка малорастворимого сульфата серебра:

Al2(SO4)3 +6AgNO3 =2Al(NO3)3 +3Ag2SO4↓; SO42- + 2Ag+ = Ag2SO4↓; 2 балла

Способ нехорош тем, что хотя сульфат серебра малорастворим, но недостаточно мало для того, чтобы считать, что реакция прошла полностью, в растворе останется заметное количество ионов серебра и сульфат-ионов.

**Второй способ** требует цепочки превращений, превращения сульфата алюминия в хлорид, для чего сначала необходимо осадить алюминий в виде гидроксида. Для осаждения можно использовать раствор аммиака, который можно представить как раствор слабого основания NH4OH: Al2(SO4)3 + 6NH4OH = 2Al(OH)3↓ + 3(NH4)2SO4;

Al3+ + 3NH4OH = Al(OH)3↓ + 3NH4+; 2 балла

Гидроксид алюминия отделяют от раствора и растворяют в соляной кислоте:

Al(OH)3 + 3HCl = AlCl3 + 3H2O; Al(OH)3 + 3H+ = Al3+ + 3H2O; 2 балла

Затем хлорид алюминия используют в реакции обмена с нитратом серебра:

AlCl3 + 3AgNO3 = Al(NO3)3 +3AgCl↓; Cl- + Ag+ = AgCl↓; 2 балла

Хлорид серебра в отличие от сульфата практически нерастворим, и можно говорить о более полном протекании реакции.

**Третий способ** отличается лишь реакцией осаждения гидроксида алюминия. Для этого можно использовать раствор карбоната натрия. В реакции участвует вода (гидролиз):

Al2(SO4)3 +3Na2CO3 + 3H2O =2Al(OH)3↓ +3Na2SO4 +3CO2↑;

 2Al3+ + 3CO32- + 3H2O = 2Al(OH)3↓ + 3CO2↑ 2 балла

 **Всего 10 баллов.**

**Задача 9-3.**

Реакция получения вещества **Б** говорит, что это оксид. Аммиак и оксид углерода(II) при нагревании являются восстановителями, так что получаемый розовый порошок, скорее всего, исходное вещество **А**. Розовый цвет вещества **А** и черный цвет его оксида подсказывают, что вещество **А** – медь. 1 балл

Уравнения реакций: 2Cu + О2 = 2CuO

(медь (Cu0) восстановитель, кислород (О0) – окислитель) 2 балла

3CuO + 2NH3 = 3Cu + 3Н2O + N2↑

(оксид меди (Cu+2) – окислитель, аммиак (N-3) - восстановитель) 2 балла

CuO + CO = Cu + CO2↑

(оксид меди (Cu+2) – окислитель, оксид углерода (C+2) - восстановитель) 2 балла

Сu+ 2H2SO4,конц = CuSO4 + 2Н2O + SО2↑

(медь (Cu0) восстановитель, серная кислота (S+6) – окислитель) 2 балла

В этой реакции получается раствор сульфата меди, имеющий характерную голубую окраску. 1 балл

**Всего 10 баллов.**

**Задача 9-4.** При нагревании происходит разложение гидрокарбоната натрия:

2NaHCO3 = Na2CO3 + H2 O + CO2 ; (1) 1 балл

При обработке кислотой:

NaHCO3 + HCl = NaCl + H2 O + CO2 ; (2) 1 балл

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + H2 O + CO2 ; (3) 1 балл

По уравнению 1, n1(CO2 = V/VM = 0,68/22,4 = 0,03 моль;

n(NaHCO3) = n1(CO2)\*2 = 0,06 моль; m(NaHCO3) = 84\*0,06 = 5,04 г; 2 балла

По уравнению 2, n2(CO2) = n(NaHCO3) = 0,06 моль;

Всего в реакциях 2 и 3 выделилось газа n2,3(CO2) = V/VM = 1,68/22,4 = 0,075 моль;

Значит, в реакции 3 выделилось 0,075-0,06 = 0,015 моль

n(Na2CO3) = n3(CO2) = 0,015 моль; m(Na2CO3) = 106\*0,015 = 1,59 г; 2 балла

Массовые доли:

 w(NaHCO3) = m(NaHCO3)/m(смеси) = 5,04/8 = 0,63 = **63%** ;

 w(Na2CO3) = m(Na2CO3)/m(смеси) = 1,59/8 = 0,199 = **19,9%** ;

 w(NaCl) = 100% - 63% - 19,9% = **17,1%** 2 балла

В исходной смеси содержалось 8-5,04-1,59 = 1,37 г хлорида натрия.

Кроме того в реакциях 2 и 3 было получено

n2,3(NaCl) = n(NaHCO3) + n(Na2CO3)\*2 = 0,06+0,03 = 0,09 моль;

m2,3(NaCl) = n\*M = 0,09\*58,5 = 5,27 г

Общая масса NaCl в растворе m(NaCl) = 1,37 + 5,27 = 6,64 г

w(NaCl) = m(NaCl)/m(p-pa) = 6,64/84 = 0,079 = 7,9% 1 балл

**Всего 10 баллов.**

**Задача 9-5.**

1. Прежде всего, возьмем в пробирку пробу каждого раствора и испытаем его фенолфталеином. Среди наших веществ есть только одно, раствор которого имеет щелочную среду, это соль слабой кислоты, карбонат натрия, который подвергается гидролизу по аниону. Тот раствор, в котором фенолфталеин станет малиновым – это раствор **карбоната натрия:**

Na2CO3 + H2O ⬄ NaHCO3 + NaОН; CO32– + H2O ⬄ HCO3– + OH–

2. Теперь, таким же образом испытаем пробу каждого из пяти оставшихся растворов, раствором карбоната натрия. При этом в пробе одного из растворов мы будем наблюдать выделение газа, это, безусловно, раствор **серной кислоты:**

Na2CO3 + H2SO4 = Na2SO4 + CO2↑+ H2O; CO32– + 2H+ = CO2↑+ H2O

Еще в двух случаях мы будем наблюдать выпадение осадков – это растворы хлорида бария и хлорида магния:

Na2CO3 + BaCl2 = 2NaCl + BaCO3↓; CO32– + Ba2+ = BaCO3↓

Na2CO3 + MgCl2 = 2NaCl + MgCO3↓; CO32– + Mg2+ = MgCO3↓

(MgCO3 сильно загрязнен основными солями; взаимное усиление гидролиза)

3. Для распознания этих двух растворов, прильем в пробирки с полученными осадками уже обнаруженный раствор серной кислоты. В обоих случаях будет происходить выделение газа, но в одном случае осадок растворится, значит, в пробе этого раствора был **хлорид магния:**

MgCO3 + H2SO4 = MgSO4 + CO2↑+ H2O; MgCO3 +2H+ = Mg2+ + CO2↑+ H2O

В другом случае растворения не произойдет – эта проба из раствора **хлорида бария:**

BaCO3 + H2SO4 = BaSO4↓ + CO2↑+H2O; BaCO3 + 2H+ + SO42– = BaSO4↓ + CO2↑+H2O

 4. Остались нераспознанными растворы сульфата натрия и нитрата калия. Прильем к пробам этих растворов немного уже обнаруженного раствора хлорида бария. В той пробе, где при этом выпадет осадок, был **сульфат натрия:**

Na2SO4 + BaCl2 = 2NaCl + BaSO4↓; SO42– + Ba2+ = BaSO4↓

А в оставшемся растворе **– нитрат калия.**

За каждую пару уравнений (молекулярное и ионное) - 1 балл, всего до 7 баллов. Оптимальный план анализа (4 шага) – 3 балла, более сложный, но правильный – 2 балла, отдельные элементы плана – 1 балл.

**Всего 10 баллов.**

**================================================ Итого 50 баллов**

Всероссийская олимпиада школьников по химии 2014/2015 уч.г.

Муниципальный этап. Десятый класс. Решения задач.

**Задача 10-1.** а) Неполное поглощение газа при реакции с избытком щелочи, говорит о том, что он представляет собой смесь газов, причем молярная масса второго газа равна:

M2 = M(N2)\*DN2 = 28\*0,5714 = 16 г/моль 1 балл

Подходящим газообразным веществом с такой молярной массой является метан, CH4, который мог быть получен из карбида алюминия Al4C3: 1 балл

Al2S3 + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2S↑ (1) 1 балл

Al4C3 + 12HCl = 4AlCl3 + 3CH4↑ (2) 1 балл

б) Раствором щелочи поглощается сероводород, и, так как при этом объём газов уменьшается вдвое, то объёмы сероводорода и метана в ней одинаковы. Согласно уравнениям реакций, это означает, что в реакцию вступило одинаковое число моль сульфида и карбида алюминия, и в составе смеси на 1 моль Al2S3 приходится 1 моль Al4C3. Масса такой смеси будет равна m(Al2S3) + m(Al4С3) = 102\*1 + 164\*1 = 266 г, массовые доли w(Al2S3) = 102/266 =0,383 =**38,3%**,

w(Al4С3) = 164/266=0,617 = **61,7**% 2 балла

в) При взаимодействии смеси с раствором щелочи сероводород не выделяется, а алюминий образует гидроксокомплексы:

Al2S3 + 8NaOH = 2Na[Al(OH)4] + 3Na2S

Al4С3 + 4NaOH + 12H2O = 4Na[Al(OH)4] + 3CH4↑ 2 балла

Расчеты: m(Al4С3) = w(Al4С3)\*m(см) = 0,617\*12 = 7,404 г;

n(Al4С3) = m/M = 7,404 /164 = 0,0451 моль; n(CH4) = 3\*n(Al4С3) = 3\*0,0451 = 0,1353 моль;

V(CH4) = n\*VM = 0,1353\*22,4 = **3,03 л** 2 балла

**Всего 10 баллов.**

**Задача 10-2.** а) Уравнение реакции: Cu + 4НNO3 = Cu(NO3)2 + 2NO2↑ + 2H2O; 2 балла

Расчеты по уравнению реакции: n(NO2) = V/VM = 5,824/22,4 = 0,26 моль;

n(Cu) = n(Cu(NO3)2) = n(NO2)/2 = 0,13 моль; nизр(HNO3) = n(NO2)\*2 = 0,52 моль

Массы веществ (m=M\*n): m(Cu) = 64\*0,13 = **8,32 г**

m(Cu(NO3)2) = 188\* 0,13 = 24,44 г;

mизр(HNO3) = 63\* 0,52 = 32,76 г; m(NO2) = 46\*0,26 = 11,96 г. 4 балла

Массовая доля нитрата меди

w(Cu(NO3)2) = m(Cu(NO3)2)/m(p2) = 24,44/142 = 0,172 = **17,2%** 1 балл

б) Для нахождения массовой доли азотной кислоты в исходном растворе надо знать массу исходного раствора (m(p1)) и массу кислоты в нем до начала реакции. Проведенный процесс можно изобразить схемой:



Используя закон сохранения масс, находим массу исходного раствора:

m(p1) = m(p2) + m(NO2) - m(Cu) = 142+11,96-8,32 = 145,6 г

Масса кислоты в полученном растворе: m2(HNO3) = w2\*m(p2) = 0,45\*142= 63,9 г

Масса кислоты в исходном растворе:

 m1(HNO3) = m2(HNO3)+mизр(HNO3) = 63,9 + 32,76 = 96,66 г

Массовая доля кислоты: w1(HNO3) = m1(HNO3)/m(p1) = 96,66/145,6 = 0,664 = **66,4%**  3 балла

**Всего 10 баллов.**

**Задача 10-3.** а) Свойства вещества А (активность металла, но малая растворимость гидроксида) позволяют предположить, что это щелочноземельный металл, кальций. 2 балла

Это позволяет предложить следующие уравнения реакций:

Ca + H2O = Ca(OH)2 + H2↑ (Б – гидроксид кальция) 1 балл

Ca(OH)2 + CO2↑ = CaCO3↓+ H2O; (В – карбонат кальция) 1 балл

CaCO3 + H2O + CO2 = Ca(HCO3)2; (Г – гидрокарбонат кальция) 1 балл

Ca(HCO3)2 = CaCO3↓+ H2O + CO2↑

CaCO3 = CaO + CO2↑ (Д – оксид кальция) 1 балл

б) Подтвердим предположение расчетом, для чего рассчитаем массу оксида кальция, которую можно получить из 8 г карбоната:

n(CaO)=n(CaCO3) = m/M = 8/100 = 0,08 моль; m(CaO) =M\*n = 56\*0,08 = 4,48 г;

Значение совпадает с указанным в условии, что доказывает правильность решения. 2 балла

в) Как активный металл кальций может взаимодействовать с кислородом воздуха, образуя оксид. Кроме того, в воздухе всегда есть водяные пары и углекислый газ, что приводит к протеканию других реакций. Минеральное масло – это насыщенные углеводороды, которые не реагируют с металлом и защищают его от контакта с воздухом. 2 балла

**Всего 10 баллов.**

**Задача 10-4.** 1) Уравнения реакций, протекавших в ходе экспериментов:

С + O2 = CO2 + Q1 (1) и 2С + O2 = 2CO + Q2 (2)

Согласно уравнению 1 в реакции сгорает 1 моль, т.е. 12 г углерода.

Поэтому Q1 = 32,8\*12 = 393,6 кДж

Во второй реакции образуется 2 моль, т.е. 44,8 л CO. Q2 = 4,94\*44,8 = 221,3 кДж

Термохимические уравнения:
 **С + O2 = CO2  + 393,6 кДж (1)** и  **2С + O2 = 2CO + 221,3 кДж (2)** 3 балла

2) Чтобы из уравнений (1) и (2) получить уравнение реакции (А) надо из уравнения (2) вычесть уравнение (1), получим:

2С + O2 - С - O2 = 2CO - CO2 + 221,3 кДж - 393,6 кДж, или

С + CO2 = 2CO - 172,3 кДж, т.е. QА = - **172,3 кДж** 2 балла

3) а) По принципу Ле-Шателье при повышении температуры равновесие смещается в сторону продуктов эндотермической реакции, т.е. **вправо**

 б) При увеличении давления равновесие смещается в сторону меньшего объема. Т.к. углерод твердое вещества, то равновесие сместится **влево**.

 в) Повышение парциального давления CO означает увеличение его концентрации. При увеличении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону исходных веществ, т.е. **влево**. 3 балла

4) Реакция восстановления оксида железа(III):

Fe2O3 +3CO = 2Fe + 3CO2

n(Fe) = m/M = 1000/56 = 17,86 моль; n(CO) = n(Fe)\*3/2 = 17,86\*1,5 = 26,79 моль

V(CO) = n\*VM = 26,79\*22,4 = **600 л** 2 балла

**Всего 10 баллов.**

**Задача 10-5.** Металлический натрий можно получить электролизом расплава хлорида натрия:

2NaCl $→$ 2Na + Cl2↑ (1)

При электролизе раствора хлорида натрия можно получить гидроксид натрия, водород и хлор: 2NaCl+ 2H2O $→$ H2↑ +2NaOH + Cl2↑ (2)

Электролиз раствора гидроксида натрия позволит получить кислород и дополнительное количество водорода. Разложению здесь будет подвергаться вода:

2H2O $→$ 2H2↑ + O2↑ (3)

Гидрид натрия получаем его взаимодействием с водородом: 2Na + 2H2 = 2NaH (4)

Получить оксид натрия прямым взаимодействием с кислородом не удастся, т.к. при этом образуется пероксид: 2Na + O2 = Na2O2 (5)
Однако оксид можно получить реакцией пероксида натрия или его гидроксида (последний надо будет предварительно выделить из раствора) с металлическим натрием:

 Na2O2 + 2Na $→$ 2Na2O (6) или 2NaOH + 2Na $→$ 2Na2O + H2↑ (7)

Гипохлорит и хлорат натрия получаем, пропуская хлор в раствор гидроксида натрия при разных температурах: 2NaOH + 2Cl2 $→$ NaCl + NaClO + H2O (8) и

 6NaOH + 3Cl2 $→$ 5NaCl + NaClO3 + 3H2O (9)

Перхлорат можно получить осторожным термическим разложением хлората:

 4NaClO3 $→$ NaCl + 3NaClO4 (10)

По 1 баллу за каждое уравнение реакции. **Всего 10 баллов.**

**======================== Итого 50 баллов =========================**

Всероссийская олимпиада школьников по химии 2014/2015 уч.г.

Муниципальный этап. Одиннадцатый класс. Решения задач.

**Задача 11-1.** Уравнения реакций:

1. 3Fe + 2O2 = Fe3O4 - («железная окалина», возможна формула FeO\*Fe2O3)
2. Fe3O4 + 8HCl = 2FeCl3 + FeCl2 + 4Н2O
3. 2FeCl3 + Cu = СuCl2 + 2FeCl2;
4. FeCl2 + 2KOH = Fe(OH)2↓ + 2KCl
5. FeCl3 + 3KOH = **Fe**(OH)3↓ + 3KCl
6. 4Fe(OH)2 + O2 + 2Н2O = 4Fe(OH)3↓
7. 4Fe(OH)2 + O2 = 2Fe2O3 + 4Н2O
8. 2Fe(OH)3 = Fe2O3 + 3Н2O
9. Fe2O3 + 2Al = 2Fe + Al2O3

По 1 баллу за каждое уравнение реакции. Если указаны только вещества – по 0,5 балла за каждое вещество. За схему реакции без коэффициентов, за уравнение с неверными коэффициентами – 0,5 балла. Максимально – 9 баллов.

Название процесса: **алюмотермия** (восстановление оксидов металлов алюминием) 1 балл. **Всего 10 баллов.**

**Задача 11-2.** Уравнения реакций:

2H2O + 2Na = 2NaOH + H2↑ (1); CuSO4 + 2NaOH = Cu(OH)2↓ + Na2SO4 (2);

При кипячении смеси: Cu(OH)2 = CuO↓+ Н2O (1) 3 балла

Количество вещества натрия и расчет по уравнению 1:

n(Na) = m/M = 4/23 = 0,174 моль

n(NaOH) = n(Na) = 0,174 моль; n(H2) = 0,5\*n(Na) = 0,087 моль. 1 балл

Масса и количество вещества сульфата меди:

m(p-pa) =V\*ρ = 40\*1,1= 44 г; m(CuSO4) = w\* m(p-pa) = 0,1\*44 = 4,4 г 1 балл

n(CuSO4) = m/M = 4,4/160 = 0,0275 моль;

По уравнению 2: на 0,0275 моль CuSO4 потребуется 0,055 моль NaOH, следовательно NaOH в избытке, **полученный раствор будет содержать NaOH и Na2SO4** 1 балл

Расчет ведем по CuSO4: n(Cu(OH)2) = n(Na2SO4) = n(CuSO4) = 0,0275 моль

n(NaOH)изб. = 0,174 - 0,055 = 0,119 моль 1 балл

Масса осадка: по уравнению 3, n(CuO) = n(Cu(OH)2) = 0,0275 моль

m(CuO) = n\*M = 0,0275\*80 = **2,2 г** 1 балл

Масса полученного раствора: m(p-pa2) = m(H2O) + m(Na) + m(p-pa1) – m(H2) – m(CuO);

m(H2) = n\*M =0,087\*2 = 0,174 г

m(p-pa2) = 100 + 4 + 44 – 0,174 – 2,2 = 145,6 г 1 балл

Массы веществ в растворе и массовые доли:

m(NaOH)изб. = n\*M = 0,119\*40 = 4,76 г; m(Na2SO4) = n\*M = 0,0275\*142 = 3,905 г

w(NaOH)изб. = m/m(p-pa2) = 4,76/145,6 = 0,0327 = **3,27%**

w(Na2SO4) = 3,905/145,6 = 0,0268 = **2,68%** 1 балл

 **Всего 10 баллов.**

**Задача 11-3.**

а) Уравнение реакции горения углеводорода в общем виде:

CхHу + (х+0,25у) O2 = хCO2 + 0,5у H2O

Объемы газов, измеренных при одинаковых условиях, пропорциональны количествам вещества, что позволяет сказать, что на 1 моль углеводорода требуется 9 моль кислорода, и при этом получается 9/1,5 = 6моль углекислого газа, т.е.:

CхHу + 9O2 = 6CO2 + 0,5у H2O

Баланс по кислороду требует написать перед формулой воды коэффициент 6, получаем:

х = 6; 0,5у=6; у = 12, молекулярная формула углеводорода А: C6H12. 3 балла

б) Можно предложить только две структуры, отвечающие условию эквивалентности всех атомов водорода:

 4 балла

в) С бромной водой будет реагировать только 2,3-диметилбутен-2, признак протекания реакции – обесцвечивание бромной воды. Уравнение:

(СН3)2С=С(СН3)2 +Br2 = (СН3)2СВr-СВr(СН3)2; 2,3-дибром-2,3-диметилбутан; 3 балла

 **Всего 10 баллов.**

**Задача 11-4.**

Масса 20 мл воды равна 20 г. Пусть х г воды вступит в реакцию с серной кислотой, а у г испарится. Тогда по термохимическому уравнению

H2SO4 + Н2O = H2SO4\*Н2O + 98,8 кДж

выделится теплоты Q1 = (98,8/18)\*х = 5,49х кДж

Количество теплоты, необходимое для нагревания у г воды от 20oC до 100oC, найдем по уравнению Q2 = C\*m\*Δt = 4,2\*y\*80/1000 = 0,336y кДж

Затем эти у г воды должны перейти в пар: Н2O(ж) = Н2O(г) - 40,6 кДж

На это потребуется теплота Q3 = (40,6/18)\*у = 2,26y кДж

Общее количество теплоты необходимое на нагрев и испарение у г воды будет равно

 Q2 + Q3 = 0,336y + 2,26y = 2,59у кДж.

Если не учитывать потери тепла, то количество выделившейся теплоты, должно быть равно количеству затраченной. Получаем систему из 2-х уравнений:

х + у =20;

5,49х = 2,59у; откуда х = 6,41 (г), у = **13,59** (г)

б) При неправильном смешивании более легкая вода остается на поверхности реакция идет в поверхностном слое и выделяющееся тепло расходуется на нагревание небольшой порции воды, вызывая ее нагрев до вскипания.

Серная кислота **имеет большую плотность, чем вода (1),** ее небольшие порции, попадая в воду, опускаются вниз, реакция идет в толще раствора и **выделяющееся тепло расходуется на нагревание большой массы раствора (2),** хотя и повышает его температуру, но недостаточно для вскипания. Поэтому разбрызгивания кислоты не происходит.

Система оценивания. Термохимические расчеты – количества выделившейся теплоты – 2 балла, теплоты необходимой для нагревания – 2 балла, теплоты для испарения – 2 балла; всего 6 баллов (если участник проводит эти расчеты для произвольной порции вещества, например, для 20 г воды, он получает половинное число баллов – до 3 баллов всего)

Составление алгебраического уравнения (или системы уравнений) и решение – 2 балла.

Ответ на вопрос (в полном объяснении должны присутствовать два выделенных элемента) – до 2-х баллов **Всего 10 баллов.**

**Задача 11-5**. Из описанных свойств вещества ясно, что оно содержит кислород, водород и углерод, а данные анализа позволяют определить молекулярную массу вещества и содержание водорода. Mr(A) = Mr(O2)\*DO2 = 32\*1,875 = 60

n(H2O)= m/M = 2,52/18 = 0,14 моль; m(H) = 0,14\*2 = 0,28 г,
w(H) = 0,28/2,1 = 0,133 = 13,3%

Число атомов водорода в молекуле равно y= Mr(A)\* w(H)/Аr(H)=60\*0,133/1 = 8

Оставшаяся часть молекулярной массы (60-8=52) приходится на углерод и кислород. Нетрудно догадаться, что это возможно только для состава C3H8O 3 балла

б) Вещество такого состава может относиться к классу спиртов или простых эфиров. Однако только для спиртов характерно реакция дегидратации и образования за счет присоединения воды, поэтому А – спирт, пропанол-1: 1 балл

СН3-СН2-СН2-OH = Н2O + СН3-СН=СН2; (В – пропен)

 СН3-СН=СН2 + Н2O = СН3-СН(OH)-СН3; (С – пропанол-2) 4 балла

в) Образование изомера при обратной реакции обусловлено правилом Марковникова, согласно которому, при присоединении галогенводородов (H-Hal) и воды (H-OH) к несимметричным алкенам, атом водорода присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода. Это, в свою очередь, объясняется большей устойчивостью карбкатиона СН3-СН+-СН3, по сравнению с катионом СН3-СН2-СН2+ 2 балла

**Всего 10 баллов.**

========================= **Итого 50 баллов** =======================