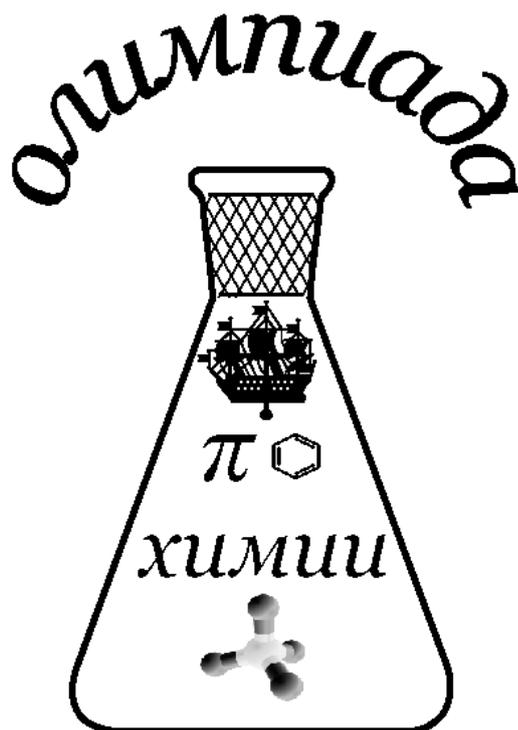


Комитет по образованию Санкт-Петербурга
Санкт-Петербургский городской дворец творчества юных
Санкт-Петербургский государственный университет
Российский государственный педагогический университет им. Герцена
Санкт-Петербургский университет технологии и дизайна



Задания

80-ой Санкт-Петербургской олимпиады школьников по химии

Санкт-Петербург
2014 г.

**Сборник задач районного и городского этапов
Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии
с решениями и указаниями к решению
(для учителей, методистов, педагогов системы дополнительного
образования школьников и учащихся 8-11 классов)**

Напечатано при поддержке ООО «Аквафор» - фильтры для воды

Составители: Байгозин Д.В., Бахманчук Е.Н., Башмаков В.Я.,
Бегельдиева С.М., Ванин А.А., Гусев И.М., Злотников Э.Г., Миссюль Б.В.,
Михайлов К.И., Мосягин И.П., Пошехонов И.С., Ростовский Н.В.,
Скрипкин М.Ю. (ответственный редактор), Хлебникова Л.А.

ИЗ ИСТОРИИ САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКОЙ ГОРОДСКОЙ ОЛИМПИАДЫ ШКОЛЬНИКОВ ПО ХИМИИ

В этом году проходила юбилейная, 80-я, Санкт-Петербургская (Ленинградская) олимпиада школьников по химии. Именно в нашем городе такие мероприятия стали проводиться впервые. В Москве олимпиады школьников по химии начали проводиться с 1938 года, а всесоюзные (всероссийские) соревнования химиков еще моложе – первое из них состоялось только в 1964 году (таким образом, для всероссийских олимпиад этот год также стал юбилейным – им исполнилось 50 лет).

Первые Ленинградские олимпиады школьников по химии проводились еще в довоенные годы, однако, к сожалению, ни информация об их организации, ни примеры заданий, ни списки победителей не сохранились. Наиболее старые из сохранившихся документов относятся к периоду блокады Ленинграда. В 1943 году Городским отделом народного образования была организована Олимпиада детского творчества, включавшая, в числе прочих, соревнования по химии. Понятно, что в то время нелегко было привлечь школьников к участию в данном мероприятии – свои работы (а тогда олимпиада проводилась в форме собеседования по докладам) представило только 20 человек.

С 1945 года форма проведения олимпиады была существенно изменена. С этого года участникам начали предлагать вопросы и задачи, решение которых требовало не только глубокого знания школьной программы, но и смекалки, способности к обобщению и прогнозированию, химической эрудиции. В 1946 году олимпиада впервые была проведена уже не в один, а в три этапа – школьный, районный и городской. Такой порядок проведения сохраняется до настоящего времени.

В организации и проведении Санкт-Петербургской (Ленинградской) олимпиады школьников по химии активное участие принимали учителя химии школ города, районные методисты, сотрудники Санкт-Петербургского (Ленинградского) государственного университета, Российского педагогического университета имени А. И. Герцена (ранее – Ленинградский педагогический институт), Санкт-Петербургского (Ленинградского) технологического института, Санкт-Петербургской академии постдипломного педагогического образования (ранее – Ленинградский институт усовершенствования учителей), Санкт-Петербургского Дворца Творчества Юных (ранее – Ленинградский Дворец Пионеров). Особо хотелось бы выделить вклад представителей Ленинградского педагогического института А.Д. Смирнова и В.П. Гаркунова, преподавателей ЛГУ (СПбГУ) А.В. Суворова, А.С. Днепровского, А.А. Потехина, В.В. Соколова, учителя химии В.И. Недосекина, сотрудника НИИЭМ РАМН Б.В. Миссюля. С 1970 года представителем Педагогического института в оргкомитете олимпиады становится Э.Г. Злотников, с 1991 г. А.В. Суворов привлекает к проведению олимпиады М.Ю. Скрипкина, с 2009 г. куратором проведения олимпиады для учащихся 11-х классов становится Д.В. Байгозин, а для 8-х классов – С.М. Бегельдиева. В

таким составом кураторы проведения олимпиады по параллелям работают до сегодняшнего дня. Что же касается непосредственно организационной работы, то ее осуществляли представители отдела науки и техники Ленинградского Дворца пионеров (сейчас СПбГДТЮ), среди которых наибольший вклад внесли В.Я. Григошин и Е.Л. Золотухина. Высокий творческий уровень заданий, успехи участников на заключительном этапе Всесоюзной олимпиады – все это определило придание Санкт-Петербургской (Ленинградской) городской олимпиаде школьников по химии статуса регионального отборочного этапа, т.е., победители олимпиады непосредственно, без дополнительного отбора, становились участниками заключительного этапа. При этом следует отметить, что в отличие от других региональных этапов (за исключением Московской городской олимпиады) Санкт-Петербургская (Ленинградская) олимпиада школьников проводилась не по заданиям, составленным Центральной методической комиссией, а по своим собственным вариантам, авторами которых были представители ведущих вузов города.

С 2009/2010 года Санкт-Петербургская олимпиада школьников по химии стала отдельным мероприятием, не связанным с Всероссийской олимпиадой школьников по химии. Она входит в число мероприятий, проводимых Российским советом олимпиад школьников (РСОШ), имеет высокий второй уровень. Организаторами олимпиады в нашем городе являются Санкт-Петербургский государственный университет, Российский педагогический университет имени А.И.Герцена, Комитет по образованию Правительства Санкт-Петербурга. С 2009/2010 года олимпиада стала открытой – в ней могут принимать участие представители любого региона страны. В этом году в олимпиаде приняло участие 15 регионов Российской Федерации, отборочный этап проходил на 22 региональных площадках.

Авторами заданий являются сотрудники вузов Санкт-Петербурга, студенты, в недавнем прошлом сами являвшиеся постоянными участниками олимпиады, учителя школ города и педагоги системы дополнительного образования школьников. Сведения об авторах заданий олимпиады 2013/2014 года приведены в конце этого сборника.

ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ УЧАСТНИКА ОЛИМПИАДЫ

Дорогой друг!

Мы очень рады, что Вас интересует наша общая любимая наука – ХИМИЯ. Надеемся, что данный сборник будет небесполезен для Вас в период подготовки к олимпиаде. В нем приведены задания отборочного и заключительного этапов Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2013/2014 года и развернутые решения задач. Попробуйте свои силы в работе с ними! Помните, что задания отборочного (районного) тура составлены большей частью в рамках школьной программы. Да, они могут несколько выходить за ее пределы, но если Вам не только известны частные, конкретные факты, а Вы понимаете общие закономерности, выработали логику химического мышления – никаких проблем задания

создавать не должны. Конечно, в настоящее время существует достаточно много различных программ, различающихся, в частности, порядком изложения тех или иных тем. Однако составители всегда стараются учесть этот момент и дать задания, не требующие сильного опережения какой-либо программы. Некоторое исключение составляет, вероятно, 8 класс – здесь объем пройденного к концу ноября – началу декабря материала настолько незначителен, что составители вынуждены немного забежать вперед, а участникам можно пожелать почитать учебник – ведь разобраться самому всегда так интересно... Да и полезно – приучает к самостоятельной работе...

В 10-11 классе задания отборочного тура олимпиады, конечно же, становятся существенно сложнее. Ведь в старшей школе у Вас появляются возможности для профильного обучения – во всех районах есть школы с профильными классами, существуют и возможности дополнительного образования по химии. Поэтому составители заданий ориентируются уже на тех, кто действительно так или иначе связывает с химией свое будущее. Впрочем, это не мешает добиваться успеха и будущим математикам, физикам, биологам, филологам...

Участники, взявшие не менее 50% баллов на отборочном этапе, приглашаются на заключительный этап олимпиады. Как Вы понимаете, эта планка не столь уж и высока. Отношение к участникам, прошедшим на заключительный этап, меняется. Ведь пройдя столь далеко, Вы уже доказали, что являетесь в известной степени профессионалом в выбранной области. Поэтому задания заключительного этапа могут довольно существенно выходить за рамки стандартной школьной программы. Как и на региональном и заключительном этапах Всероссийской олимпиады школьников, на заключительном этапе Санкт-Петербургской олимпиады постоянно затрагиваются такие темы, как «Координационная химия», «Физико-химические методы анализа» и так далее. Таким образом, для успешного выступления необходима не только химическая логика, но и химическая эрудиция, а желательно, и химическая интуиция. Не забывайте изучать литературу по химии, а также заглядывать за новой информацией на сайт олимпиады <http://chemspb.3dn.ru>. Из книг можем посоветовать такие издания, как «Общая химия» Н.Л.Глинки; «Общая химия» А.В.Суворова и А.Б.Никольского; «Основы общей химии» Б.В.Некрасова (в 2-х или 3-х томах); «Курс неорганической химии» Г.Реми (в 2-х томах); «Химия элементов» Н.Гринвуда и А.Эрншо (в 2-х томах); «Органическая химия» Р.Моррисона и Р.Бойда; «Начала органической химии» А.Н. и Н.А. Несмеяновых (в 2-х томах), есть и много других книг. Первые две книги пригодятся, в основном, учащимся 8 и 9 классов, остальные – старшеклассникам. Полезен может оказаться и сайт <http://www.chem.msu.ru/rus/olimp>.

Несколько слов и о структуре настоящего сборника. В первой части его приведены задания олимпиады 2013/2014 года. Попробуйте справиться с ними самостоятельно. Если у Вас возникнут какие-то затруднения, не торопитесь заглядывать в ответ – сначала попробуйте воспользоваться «Указаниями к

решению задач» (второй раздел сборника). Ну, а затем можно будет и сверить свой ответ с «официальным».

ИТАК, УСПЕХОВ!!!

ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ

Уважаемые коллеги,

Спасибо Вам за Вашу работу и Ваших талантливых учеников.

Организаторы Санкт-Петербургской олимпиады школьников по химии надеются, что количество талантливых химиков в нашем городе будет постоянно расти, в первую очередь, благодаря Вашей работе. Может быть, данный сборник в чем-то окажется Вам полезен – ведь предметные олимпиады всегда были и остаются одной из важнейших форм внеучебной работы со школьниками. Надеемся, он поможет Вам лучше понять логику олимпиадных заданий, те требования, которые предъявляются к участникам. Вкратце напомним Вам «стратегию» проведения олимпиады. Первый, школьный, этап организуется на базе школы или района и проводится по заданиям, составленным методическим объединением учителей химии и/или районными методистами. Основная задача данного этапа – выявление заинтересованных учеников, тех, для кого химия – это не просто еще один школьный предмет, а нечто большее, отличное от других предметов.

Следующим этапом становится отборочный (районный) этап олимпиады, задания для которого предлагаются методической комиссией по проведению Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии. Эти задачи составлены большей частью в рамках школьной программы. Да, они могут несколько выходить за ее пределы, но если участнику не просто известны частные, конкретные факты, а он понимает общие закономерности, обладает логикой химического мышления – никаких проблем для него задания создавать не должны. Конечно, в настоящее время существует достаточно много различных программ, различающихся, в частности, порядком изложения тех или иных тем. Однако составители всегда стараются учесть этот момент и дать задания, не требующие сильного забега вперед по какой-либо программе. Некоторое исключение составляет, вероятно, 8 класс – здесь объем пройденного к концу ноября – началу декабря материала настолько незначителен, что составители вынуждены немного забежать вперед, а участникам можно пожелать почитать учебник – ведь разбираться самому всегда так интересно... Да и полезно – приучает к самостоятельной работе...

В 10-11 классе задания отборочного этапа олимпиады, конечно же, становятся существенно сложнее. Ведь в старшей школе у школьников появляются возможности для профильного обучения – во всех районах есть школы с профильными классами, существуют и возможности дополнительного образования по химии. Поэтому составители заданий ориентируются уже на тех, кто действительно так или иначе связывает с химией свое будущее. Впрочем, это не мешает добиваться успеха и будущим математикам, физикам, биологам, филологам...

Участники, взявшие не менее 50% баллов на отборочном этапе, приглашаются на заключительный этап олимпиады. Как Вы понимаете, эта планка не столь уж и высока. Отношение к участникам, прошедшим на заключительный этап, меняется. Ведь пройдя столь далеко, они уже доказали, что являются в известной степени профессионалами в выбранной области. Поэтому задания заключительного тура могут довольно существенно выходить за рамки стандартной школьной программы. Как и на региональном и заключительном этапах Всероссийской олимпиады школьников, на заключительном этапе Санкт-Петербургской олимпиады постоянно затрагиваются такие темы, как «Координационная химия», «Физико-химические методы анализа» и так далее.

Пожалуйста, если у Вас есть какие-то конструктивные предложения по организации и проведению олимпиады – не стесняйтесь их излагать. Мы будем очень рады и получить от Вас предложения по задачам – ведь у многих из Вас накоплен богатый опыт проведения школьного этапа, который будет представлять существенный интерес для составителей заданий. Объединить «взгляд снизу» и «взгляд сверху» - именно так удастся добиться оптимального уровня сложности заданий.

ЖДЕМ ВАШИХ ПРЕДЛОЖЕНИЙ! И УСПЕХОВ В ВАШЕЙ СТОЛЬ ВАЖНОЙ РАБОТЕ ПО ПОДГОТОВКЕ НОВЫХ МЕНДЕЛЕЕВЫХ, НОВЫХ БУТЛЕРОВЫХ... И ПРОСТО ХОРОШИХ ЛЮДЕЙ!

1. ЗАДАНИЯ ОЛИМПИАДЫ

1.1. Отборочный (районный) этап

8 класс

Авторы задач – Ванин А.А. (№ 1), Байгозин Д.В. и Бегельдиева С.М. (№№ 2 – 4), Гусев И.М. (№ 5)

1-1. Как известно, сумма степеней окисления всех элементов в любом соединении должна быть равна нулю. Основываясь на данном положении, определите степени окисления каждого элемента в соединениях, формулы которых: NH_4NO_3 , HClO_4 , KCl , BaMnO_4 , Na_2SO_3 .

1-2. Как известно, сумма степеней окисления всех элементов в любом соединении должна быть равна нулю. Основываясь на данном положении, определите степени окисления каждого элемента в соединениях, формулы которых: NH_4ClO_4 , H_2SO_4 , Na_2S , AlPO_4 , KNO_3 .

2-1. Атом элемента X имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$. Определите химический элемент, установите формулы его оксида и гидроксида. Каковы кислотно-основные свойства этих соединений? Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.

2-2. Атом элемента Y имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$. Определите химический элемент, установите формулы его оксида и гидроксида. Каковы кислотно-основные свойства этих соединений? Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.

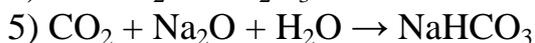
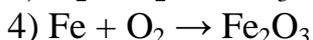
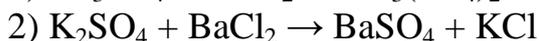
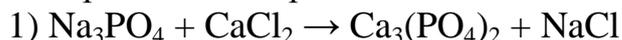
3-1. В 120 г воды растворили 40 г пятиводного сульфата меди (II). Рассчитайте массовую долю сульфата меди в полученном растворе.

3-2. В 200 г воды растворили 40 г семиводного сульфата магния. Рассчитайте массовую долю сульфата магния в полученном растворе.

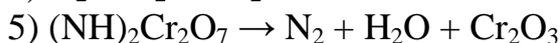
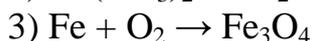
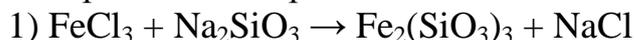
4-1. Некий бесцветный газ *X* легче воздуха. Известно, что он горит в кислороде, может образовывать с ним взрывоопасную смесь, восстанавливает медь из ее оксида. В лаборатории этот газ получают взаимодействием металлов с кислотами. Определите газ *X*, приведите его название. Напишите уравнения упомянутых в тексте задания трех реакций.

4-2. При исследовании твердого вещества *Y* было установлено, что при нагревании оно разлагается с образованием бесцветного газа, вызывающего помутнение известковой воды, и оксида металла, который называют "негашеной известью". "Негашеная известь" может присоединить молекулу воды с образованием "гашеной извести". Установите формулу вещества *Y*, приведите его название. Напишите уравнения упомянутых в тексте задания трех реакций, укажите признаки протекания этих процессов.

5-1. Расставьте коэффициенты в приведенных ниже схемах реакций. Укажите признаки их протекания.



5-2. Расставьте коэффициенты в приведенных ниже схемах реакций. Укажите признаки их протекания.



9 класс

*Авторы задач – Злотников Э.Г. (№№ 1 – 3, 5), Башмаков В.Я. и
Ванин А.А. (№ 4)*

1-1. Укажите, с какими из приведенных ниже веществ водный раствор серной кислоты *не реагирует*. Ответ запишите в виде последовательности цифр, расположенных в порядке возрастания. Приведите также уравнения реакций между разбавленной серной кислотой и теми из перечисленных ниже веществ, которые с ней взаимодействуют.

Вещества:

1) Медь;

2) Ангидрид кремниевой кислоты;

3) Мрамор;

4) Цинк;

- 5) Фосфат кальция;
- 6) Сульфид железа(II);
- 7) Нитрат бария;
- 8) Гидрокарбонат лития;
- 9) Хлорид калия;
- 10) Сульфат натрия.

1-2. Укажите, с какими из приведенных ниже веществ соляная кислота *не реагирует*. Ответ запишите в виде последовательности цифр, расположенных в порядке возрастания. Приведите также уравнения реакций между соляной кислотой и теми из перечисленных ниже веществ, которые с ней взаимодействуют.

Вещества:

- 1) Медь;
- 2) Углекислый газ;
- 3) Малахит;
- 4) Железо;
- 5) Фосфат магния;
- 6) Нитрат серебра;
- 7) Нитрат калия;
- 8) Гидроксид бария;
- 9) Фосфорный ангидрид;
- 10) Оксид лития.

2-1. «Химический фонтан»

Колба, заполненная при нормальных условиях бромоводородом, герметично закрыта пробкой, в которую вставлена стеклянная трубка с закрытым краном. Колбу перевернули вверх дном, конец трубки опустили в сосуд с водой и открыли кран. Вода поднимается по трубке, фонтаном бьет в колбу и полностью колбу заполняет. Объясните происходящие в этом опыте явления. Какова массовая доля бромоводорода в полученном растворе?



2-2. «Химический фонтан»

Колба, заполненная при нормальных условиях аммиаком, герметично закрыта пробкой, в которую вставлена стеклянная трубка с закрытым краном. Колбу перевернули вверх дном, конец трубки опустили в сосуд с водой и открыли кран. Вода поднимается по трубке, фонтаном бьет в колбу и полностью колбу заполняет. Объясните происходящие в этом опыте явления. Какова массовая доля аммиака в полученном растворе?

3-1. Твердое вещество **A** желтого цвета, реагируя с газом **B** без цвета и запаха, образует бесцветный газ **B** с резким запахом. Последний в присутствии катализатора реагирует с избытком газа **B**, образуя твердое при обычных условиях вещество **Г**. При растворении вещества **Г** в воде образуется сильная

минеральная кислота, способная обугливать органические вещества. Определите вещества *A*, *B*, *B*, *Г*. Напишите уравнения указанных реакций.

3-2. При определенных условиях два газообразных простых вещества *A* и *B*, без цвета и запаха, взаимодействуют между собой с образованием нового бесцветного газа *B*. Последний легко реагирует с избытком газа *B*, в результате чего появляется бурый газ *Г*, изменяющий окраску растворенного в воде лакмуса с фиолетовой на красную. Определите вещества *A*, *B*, *B*, *Г*. Напишите уравнения указанных реакций.

4-1. При сжигании 3,6 г некоторого вещества *X*, содержащего углерод, водород и металл, получено 3,36 л (н.у.) CO_2 , 4,05 г воды и 2,55 г белого порошка. Определите простейшую формулу исходного вещества *X* и запишите уравнение реакции горения этого вещества.

4-2. При сжигании 6,15 г некоторого вещества *Y*, содержащего углерод, водород и металл, получено 4,48 л (н.у.) CO_2 , 4,5 г воды и 4,05 г белого порошка. Определите простейшую формулу исходного вещества *Y* и запишите уравнение реакции горения этого вещества.

5-1. Пять литров смеси аммиака и метана (н.у.) с плотностью 0,748 г/л пропустили через 164 г 10%-ного раствора серной кислоты. Какое вещество кристаллизуется при медленном испарении получившегося раствора? Какая масса этого вещества образуется?

5-2. Смесь азота и углекислого газа объемом 2,24 л (н.у.) с относительной плотностью по воздуху 1,103 пропустили через 17,5 г 8%-ного раствора гидроксида калия. Какое вещество кристаллизуется при медленном испарении получившегося раствора? Какая масса этого вещества образуется?

10 класс

*Авторы задач – Скрипкин М.Ю. (№№ 1, 3, 7), Ванин А.А (№ 2),
Башмаков В.Я. и Гусев И.М. (№ 4), Ростовский Н.В. (№№ 5, 6)*

1-1. Предложите 10 веществ, которые могут быть синтезированы в одну или несколько стадий с использованием в качестве исходных соединений **только** малахита и мела. Приведите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их осуществления. Набор оборудования считайте неограниченным (кроме необходимого для проведения ядерных превращений).

1-2. Предложите 10 веществ, которые могут быть синтезированы в одну или несколько стадий с использованием в качестве исходных соединений **только** каменной соли и бурого железняка (он же *болотная руда*). Приведите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их осуществления. Набор оборудования считайте неограниченным (кроме необходимого для проведения ядерных превращений).

2-1. Теплота сгорания одного моля водорода Q_1 равна 242 кДж, угарного газа (Q_2) – 338 кДж, паров метанола (Q_3) – 129 кДж. В какую сторону будет сдвигаться равновесие синтеза метанола из синтез-газа, если при неизменном давлении охлаждать реакционную смесь? Ответ подтвердите расчетами.

2-2. Теплота сгорания одного моля водорода Q_1 равна 242 кДж, угарного газа (Q_2) – 338 кДж, метана (Q_3) – 802 кДж. В какую сторону будет сдвигаться равновесие конверсии* метана водяным паром в синтез-газ, если при неизменном давлении охлаждать реакционную смесь? Ответ подтвердите расчетами. * Конверсия - превращение, преобразование.

3-1. Навеску биметаллического сплава массой 5,00 г обработали избытком 5% водного раствора бромоводорода. При этом выделилось 0,27 л газа (в пересчете на н.у.). Нерастворившийся остаток, масса которого составила 95,66% от первоначального, обработали при нагревании избытком концентрированной азотной кислоты. Полученный раствор осторожно упарили, сухой остаток прокалили при 400 °С. При этом получили только газообразные продукты с относительной плотностью по неону равной 3,425.

1) Определите состав сплава (в массовых долях). Как называется этот сплав?

2) Напишите уравнения всех описанных в тексте задачи реакций.

3-2. Навеску биметаллического сплава массой 10,0 г обработали избытком 5% водного раствора хлороводорода. При этом выделилось 0,23 л газа (в пересчете на н.у.). Нерастворившийся остаток, масса которого составила 93,29% от первоначального, обработали при нагревании избытком концентрированной азотной кислоты. Полученный раствор осторожно упарили, сухой остаток прокалили при 400 °С. При этом получили только газообразные продукты с относительной плотностью по неону равной 3,425.

1) Определите состав сплава (в массовых долях). Как называется этот сплав?

2) Напишите уравнения всех описанных в тексте задачи реакций.

4-1. Навеску минерала пирита массой 1,1 г подвергли обжигу. Образовавшийся огарок прокалили в токе водорода. Полученное вещество обработали избытком соляной кислоты, отфильтровали нерастворившийся остаток, в фильтрат добавили перекись водорода и насытили аммиаком. Выделившийся осадок количественно отделили и растворили в соляной кислоте, добавили избыток иодида калия. Для обесцвечивания полученного раствора израсходовано 50 мл раствора тиосульфата натрия с концентрацией 0,1 моль/л. Напишите уравнения всех реакций, рассчитайте содержание пустой породы в пирите, учитывая, что все реакции протекают количественно.

4-2. Навеску минерала халькопирита (CuFeS_2) массой 2,5 г подвергли обжигу. Образовавшийся огарок прокалили в токе водорода. Полученное вещество обработали избытком соляной кислоты, отфильтровали. Затем к фильтрату добавили перекись водорода и насытили аммиаком. Выделившийся осадок количественно отделили и растворили в соляной кислоте, добавили избыток иодида калия. Для обесцвечивания полученного раствора израсходовано 50 мл раствора тиосульфата натрия с концентрацией 0,2 моль/л. Напишите уравнения всех реакций, рассчитайте содержание пустой породы в халькопирите, учитывая, что все реакции протекают количественно.

5-1. При свободнорадикальном галогенировании алканов соотношение продуктов зависит от числа атомов водорода, способных замещаться на атом

галогена (*статистический фактор*), и констант скорости замещения атома водорода при первичном, вторичном и третичном атоме углерода. Константы скорости процесса замещения водорода в реакции *хлорирования* относятся как $k_1 : k_2 : k_3 = 1:4:5$, а в реакции *бромирования* – как $k_1 : k_2 : k_3 = 1:80: 1600$.

Рассчитайте соотношение продуктов, которые образуются из бутана:

1) при радикальном хлорировании;

2) при радикальном бромировании;

3) предположите, какие продукты и в каком соотношении могут образоваться при действии на бутан эквимолярной смеси хлора и брома на свету. Для ответа на этот вопрос рассмотрите механизм реакции радикального галогенирования.

5-2. При свободнорадикальном галогенировании алканов соотношение продуктов зависит от числа атомов водорода, способных замещаться на атом галогена (*статистический фактор*), и констант скорости замещения атома водорода при первичном, вторичном и третичном атоме углерода. Константы скорости процесса замещения водорода в реакции *хлорирования* относятся как $k_1 : k_2 : k_3 = 1:4:5$, а в реакции *бромирования* – как $k_1 : k_2 : k_3 = 1:80: 1600$.

Рассчитайте соотношение продуктов, которые образуются из 2-метилпропана:

1) при радикальном хлорировании;

2) при радикальном бромировании;

3) предположите, какие продукты и в каком соотношении могут образоваться при действии на 2-метилпропан эквимолярной смеси хлора и брома на свету. Для ответа на этот вопрос рассмотрите механизм реакции радикального галогенирования.

6-1. Плотность паров углеводорода **X** при температуре 27 °С и давлении 1 атм составляет 2,276 г/л. Определите брутто-формулу углеводорода **X**, изобразите все возможные его изомеры и назовите их по номенклатуре ИЮПАК. Для наименее замещённого алкена напишите уравнение реакции с бромоводородом.

6-2. Плотность паров углеводорода **X** при температуре 37 °С и давлении 1 бар составляет 2,174 кг/м³. Определите брутто-формулу углеводорода **X**, изобразите все возможные его изомеры и назовите их по номенклатуре ИЮПАК. Для наименее замещённого алкена напишите уравнение реакции с хлороводородом.

7-1 (экспериментальная задача; в оригинале была представлена в виде слайд-шоу). Навеску бесцветных кристаллов вещества **X** растворили в дистиллированной воде. К полученному голубому раствору добавили раствор гидроксида натрия – выпал синий студенистый осадок. Осадок разделили на две части. К одной добавили соляную кислоту – осадок растворился. К другой прилили раствор аммиака – осадок растворился, получился ярко-синий раствор. К еще одной порции исходного голубого раствора добавили раствор иодида калия и серную кислоту – раствор приобрел бурую окраску, выпал осадок. Если к исходному голубому раствору добавить раствор хлорида бария, выпадает белый мелкокристаллический осадок.

- 1) Определите вещество *X*;
- 2) Объясните результаты наблюдения, ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций;
- 3) Почему вещество *X* хранят в бьюксе, закрытом фторопластовой лентой?
- 4) Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при проведении описанных экспериментов?

7-2 (экспериментальная задача; в оригинале была представлена в виде слайд-шоу). Навеску розовых кристаллов вещества *Y* растворили в дистиллированной воде. К полученному желтому раствору добавили 10% раствор гидроксида натрия – выпал бурый студенистый осадок. Осадок разделили на две части. К одной части добавили соляную кислоту – осадок растворился. К другой прилили раствор едкого натра – никаких изменений при этом не наблюдалось. К еще одной порции исходного желтого раствора добавили раствор иодида калия и серную кислоту – раствор приобрел бурую окраску, выпал осадок. Если к раствору исходных кристаллов добавить раствор роданида (тиоцианата) калия, раствор приобретает кроваво-красную окраску. В заключительном опыте к раствору исходных кристаллов добавили концентрированную серную кислоту, поместили в раствор медную проволоку и нагрели – выделился бурый газ.

- 1) Определите вещество *Y*;
- 2) Объясните результаты наблюдения, ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций;
- 3) Почему вещество *Y* хранят в бьюксе, закрытом фторопластовой лентой?
- 4) Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при проведении описанных экспериментов?

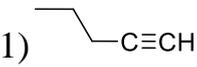
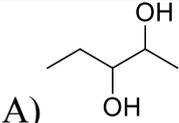
11 класс

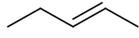
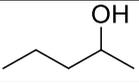
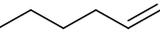
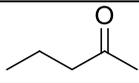
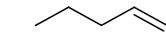
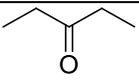
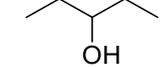
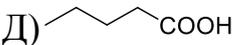
**Авторы задач – Скрипкин М.Ю. (№ 1), Ростовский Н.В. (№№ 2, 4, 6),
Ванин А.А. (№№ 3, 5)**

1-1. В какой цвет окрашивается индикатор метилоранж (метиловый оранжевый) в водных растворах следующих веществ: иодид рубидия, сульфат галлия, гидросульфат калия, селенид натрия, нитрит бария. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

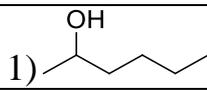
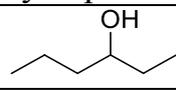
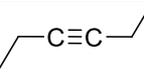
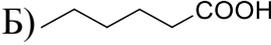
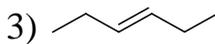
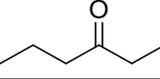
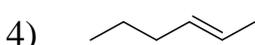
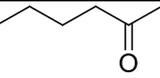
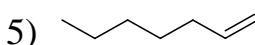
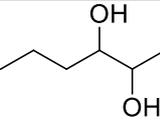
1-2. В какой цвет окрашивается индикатор фенолфталеин в водных растворах следующих веществ: бромид цезия, дигидрофосфат кальция, селенат калия, нитрат индия, силикат лития. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

2-1. Установите соответствие между исходными веществами (левый столбец) и продуктами реакции (правый столбец). Под действием каких реагентов и в каких условиях могут быть осуществлены эти превращения?

Исходное вещество	Продукт реакции
1) 	A) 

2) 	Б) 
3) 	В) 
4) 	Г) 
5) 	Д) 

2-2. Установите соответствие между исходными веществами (левый столбец) и продуктами реакции (правый столбец). Под действием каких реагентов и в каких условиях могут быть осуществлены эти превращения?

Исходное вещество	Продукт реакции
1) 	А) 
2) 	Б) 
3) 	В) 
4) 	Г) 
5) 	Д) 

3-1. Смесь бария и алюминия массой 5,46 г прокалили без доступа воздуха с избытком порошка графита. Продукты реакции обработали разбавленной соляной кислотой, при этом выделилось 1792 мл (н.у.) газов, которые сожгли в избытке кислорода. Горячие продукты сгорания пропустили через 560 г 1 %-ного *охлажденного* водного раствора гидроксида калия. Определите массовые доли веществ в конечном растворе. Запишите уравнения **всех** химических реакций, упомянутых в задаче.

3-2. Смесь стронция и алюминия массой 14,2 г прокалили без доступа воздуха с избытком порошка графита. Продукты реакции обработали разбавленной соляной кислотой, при этом выделилось 6,72 л (н.у.) газов, которые сожгли в избытке кислорода. Горячие продукты сгорания пропустили через 400 г 2 %-ного *охлажденного* водного раствора гидроксида натрия. Определите массовые доли веществ в конечном растворе. Запишите уравнения **всех** химических реакций, упомянутых в задаче.

4-1. Теплота гидрирования углеводорода $Q_{\text{гидрир.}}$ – это количество теплоты, которое выделяется при полном гидрировании 1 моль углеводорода. Теплоты гидрирования изомерных бутенов и бута-1,3-диена представлены в таблице:

Углеводород	бут-1-ен	цис-бут-2-ен	транс-бут-2-ен	бута-1,3-диен
$Q_{\text{гидрир.}}$ (кДж/моль)	127	120	115	239

1) Изобразите структурные формулы изомерных бутенов. Какой из изомеров образуется в наибольшем количестве при неполном гидрировании бута-1,3-диена? Обоснуйте свой выбор.

2) Определите теплоту неполного гидрирования бута-1,3-диена в преимущественно образующийся изомер бутена.

3) Бута-1,3-диен – это сопряжённый диен. Вычислите энергию сопряжения двух двойных С=С связей в бута-1,3-диене;

4) Для некоторого линейного углеводорода X, содержащего 5 атомов углерода, теплота гидрирования составляет 232 кДж/моль. Предложите структуру углеводорода X.

Примечание: при расчётах теплоты гидрирования изомерных линейных пентенов примите равными теплотам гидрирования для соответствующих бутенов.

4-2. Теплота гидрирования углеводорода $Q_{\text{гидр.}}$ – это количество теплоты, которое выделяется при полном гидрировании 1 моль углеводорода. Теплоты гидрирования изомерных бутенов, бута-1,3-диена и бензола представлены в таблице:

Углеводород	бут-1-ен	<i>цис</i> -бут-2-ен	<i>транс</i> -бут-2-ен	бута-1,3-диен	бензол
$Q_{\text{гидр.}}$ кДж/моль)	127	120	115	239	206

1) Изобразите структурные формулы изомерных бутенов. Какой из изомеров образуется в наибольшем количестве при неполном гидрировании бута-1,3-диена? Обоснуйте свой выбор.

2) Определите теплоту неполного гидрирования бута-1,3-диена в преимущественно образующийся изомер бутена.

3) Бензол – это ароматический углеводород, отличающийся повышенной стабильностью. Вычислите энергию сопряжения трёх двойных связей С=С в бензоле;

4) Для некоторого ароматического углеводорода Y состава C_9H_{10} теплота гидрирования составляет 333 кДж/моль. Предложите структуру углеводорода Y.

Примечание: при расчётах теплоту гидрирования циклогексена примите равной теплоте гидрирования *цис*-бут-2-ена, а теплоту гидрирования любой изолированной концевой двойной связи С=С – теплоте гидрирования бут-1-ена.

5-1. Смесь пропана и этилена с относительной плотностью по метану 2,15 объемом 5 л пропустили при 0 °С через избыток 1%-го водного раствора перманганата калия, при этом один из газов полностью поглотился. Определите объем оставшегося непоглощённым газа. Запишите уравнение реакции поглотившегося газа с водным раствором перманганата калия.

5-2. Смесь пропилена и метана с относительной плотностью по этану 0,75 объемом 12 л пропустили при 0 °С через избыток 1%-го водного раствора перманганата калия, при этом один из газов полностью поглотился. Определите объем оставшегося непоглощённым газа. Запишите уравнение реакции поглотившегося газа с водным раствором перманганата калия.

6-1. При гидрогалогенировании 1,000 г углеводорода *X* получено 1,964 г моногалогенпроизводного *Y*. Определите строение соединений *X* и *Y*, если известно, что при окислении углеводорода *X* перманганатом калия в кислой среде образуются кетон и карбоновая кислота, содержащая 48,6 % углерода по массе. Назовите соединения *X* и *Y* по номенклатуре ИЮПАК.

6-2. При гидрогалогенировании 1,000 г углеводорода *X* получено 1,964 г моногалогенпроизводного *Y*. Определите строение соединений *X* и *Y*, если известно, что при окислении углеводорода *X* перманганатом калия в кислой среде образуются кетон и карбоновая кислота, содержащая 40,0 % углерода по массе. Назовите соединения *X* и *Y* по номенклатуре ИЮПАК.

1.2. Заключительный (городской) этап. Теоретический тур 8 класс

*Авторы задач – Гусев И.М (№№ 1 – 3, 7), Бармаков В.Я. (№№ 4, 5),
Бегельдиева С.М. и Скрипкин М.Ю. (№ 6)*

1. К 200 г воды добавили 50 г натрия. Определите состав раствора в массовых долях.

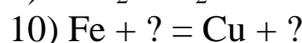
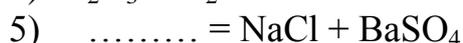
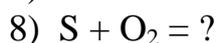
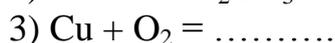
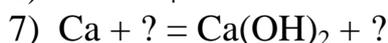
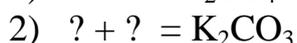
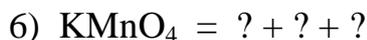
2. Рассчитайте количество молекул воды в следующих навесках веществ:

1) 100 г пентагидрата сульфата меди(II);

2) 30 г гептагидрата сульфата железа(II).

Приведите тривиальные названия этих соединений.

3. Закончите приведенные ниже схемы реакций и расставьте коэффициенты. Заполните таблицу, поместив номера реакций в соответствующие столбцы.



Реакция соединения	Реакция разложения	Реакция обмена	Реакция замещения	Окислительно-восстановительная реакция

4. Взята смесь безводных сульфата натрия и гидроксида бария, в которой количество молей соли относится к количеству молей щелочи как 1 к 3, а общее число атомов в смеси составляет $6,02 \cdot 10^{23}$. К этой смеси добавили 200 г воды и энергично перемешали. Часть смеси при этом не растворилась. Определите массу жидкости над осадком.

5. Некоторая соль содержит 31,8 масс.% калия и 39,2 масс.% кислорода, остальная масса приходится на атомы кислотообразующего элемента. Определите формулу соли. Приведите ее тривиальное название. Напишите не менее трёх уравнений реакций (с указанием условий их протекания), характеризующих свойства данного соединения. Как можно получить это вещество в лабораторных условиях?

6. Электронное строение атома углерода определяет существование двух наиболее характерных оксидов этого элемента. Что получится при взаимодействии этих соединений с водными растворами следующих веществ:

- 1) гидроксида кальция;
- 2) гидроксида натрия;
- 3) хлорида бария;
- 4) карбоната калия?

Рассмотрите все возможные варианты (варьирование условий протекания реакций, изменение соотношения количеств реагирующих веществ), запишите уравнения химических реакций.

7. К каким классам химических соединений относятся следующие вещества: каменная соль, едкое кали, негашеная известь, купоросное масло, питьевая сода, малахит, глинозем, ляпис, «веселящий газ», нашатырь? Приведите формулы этих соединений.

9 класс

Авторы задач – Злотников Э.Г. (№№ 1 – 4, 7), Миссюль Б.В. (№ 5), Скрипкин М.Ю. (№ 6)

1. В блокадном Ленинграде бензин был в дефиците, но водород был в большом количестве. В связи с этим на водород были переведены двигатели внутреннего сгорания. Во время блокады в городе на водороде работало около 600 автомобилей. Их называли «водородными» автомобилями. Для получения водорода было предложено использовать твердое водородное топливо, представляющее собой смесь гидридов лития и кальция и некоторых специальных инертных добавок.

1) Какие реакции лежат в основе проекта «водородного» автомобиля?

2) Образование одного моля воды из водорода сопровождается выделением 286 кДж теплоты. Какое количество теплоты можно получить из 500 г водородного топлива, содержащего по массе 40,21% кальция и 0,95% специальных инертных добавок?

3) Теплотворная способность бензина составляет примерно 46 000 кДж на литр. Какой объем бензина может заменить 500 г водородного топлива?

4) В качестве водородного топлива предлагалось также использовать тетрагидридоборат лития LiBH_4 . Чем можно объяснить такой выбор? Ответ подтвердите расчетом.

2. В указанной ниже схеме определите вещества **A**, **B**, **B**. Приведите их названия, напишите уравнения соответствующих реакций:

нитрат железа (II) \rightarrow **A** \rightarrow сернистый ангидрид \rightarrow **B** \rightarrow хлорид натрия \rightarrow **B** \rightarrow метан.

3. В реакционный сосуд поместили 1,2 моль водорода и 0,7 моль иода и выдержали при 800 °С до установления равновесия. В результате реакции выделилось 8,4 кДж теплоты. Рассчитайте константу равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ при этой температуре, если известно, что теплота образования иодоводорода равна 7,0 кДж/моль.

4. Пиротехнические составы обычно готовят на основе смесей порошков алюминия и нитратов щелочных металлов. В жарком климате при высокой влажности они могут претерпевать необратимые изменения, утрачивая способность к горению. При этом в помещении, где находятся пиротехнические составы, появляется резкий характерный запах.

1) Какие продукты могут образоваться при взаимодействии алюминия и нитрата калия? Приведите уравнение одной из возможных реакций.

2) Вследствие протекания каких химических процессов пиротехнические составы могут утрачивать способность к горению при их хранении в указанных условиях?

3) Какой из составов, с нитратом натрия или нитратом калия, будет храниться более длительное время и почему?

4) Предложите химические добавки к указанным составам, которые могут увеличить срок их хранения. Поясните механизм их действия.

5. В 1859 году английский химик Дж.Б. Бактон синтезировал вещество X , молекула которого состоит из трех элементов. Это вещество представляет собой высококипящую нерастворимую в воде бесцветную жидкость и содержит 29,71 масс.% углерода и 6,23 масс.% водорода. Для получения X Бактон использовал сплав натрия с элементом Y , состав которого соответствует формуле NaY , причем известно, что 1,0 г этого сплава содержит 0,1 г натрия.

Вещество X легко горит в кислороде, образуя твердый красный порошок вещества Z , издавна использовавшегося в качестве красителя.

1) Определите элемент Y ;

2) Установите молекулярную формулу вещества X ;

3) Приведите формулу вещества Z и рассчитайте, какую массу его можно получить при сжигании 10,0 г вещества X ?

4) Вещество X с середины 20-х годов XX века стало важным коммерческим продуктом. Как оно применялось в промышленно развитых странах?

6. «1000 советов молодой хозяйке»

В литературе приводится много различных советов молодым хозяйкам. Хотя они и выведены эмпирически, опытным путем, большинство из них имеет под собой вполне логичное научное (в ряде случаев – химическое) обоснование. Объясните с точки зрения химика следующие советы:

1) Поверхность золотых и позолоченных изделий со временем темнеет. Вернуть ювелирным изделиям первоначальный нарядный вид помогает выдерживание в крепком (25%-м) водном растворе аммиака.

2) В хрустальном графине не следует хранить соки из ягод, а воду хранить можно.

3) Если потемнели столовые приборы из мельхиора, положите их в оцинкованное ведро и залейте подсоленной водой. Через 3-4 часа они станут совсем светлыми и чистыми.

4) «Прабабушкин» способ очистки серебряных украшений: разрежьте картофелину (лучше замороженную) пополам, вложите в разрез потемневшее украшение, поместите в кастрюлю с водой и поставьте на огонь.

5) Старые пятна от иода на ткани практически не поддаются удалению. Однако можно попробовать намочить ткань с таким пятном раствором иодида калия (1 чайная ложка на стакан воды) и сразу же промыть водным раствором тиосульфата натрия (2 чайные ложки на стакан воды).

6) Чтобы удалить черноту и зелень с медного или латунного изделия, протрите его поверхность тампоном, смоченным в нашатырном спирте.

7) Предложите еще один *совет молодой хозяйке*, обосновав его с точки зрения химии.

7. Навеску содержащего щелочноземельный металл белого кристаллического вещества массой 9,00 г растворили в 20,00 мл горячей дистиллированной воды. После охлаждения 29,00 г полученного раствора до комнатной температуры выпал белый осадок массой 9,75 г. Осадок отфильтровали; рН фильтрата составил 13,28, а плотность – 1,03 г/см³.

1) Какое вещество могло быть растворено в воде? Ваш ответ поясните.

2) Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) полученного раствора.

3) Для каких целей используется приготовленный раствор в химических лабораториях?

10 класс

Авторы задач – Скрипкин М.Ю. (№№ 1 – 3), Ванин А.А. (№ 4), Ростовский Н.В. (№№ 5 – 7)

1. «1000 советов молодой хозяйке»

См. задачу №6 в блоке 9-го класса.

2. При добавлении ацетона к окрашенному в розовый цвет раствору соли металла X раствор приобретает синюю окраску. Последующее разбавление водой возвращает прежний цвет. Если к раствору этой соли добавить белый порошок, образующийся на стенках вытяжных шкафов в химических лабораториях, активированный уголь, перекись водорода, насытить раствор газом, названным в честь одного из древнеегипетских богов, и прокипятить смесь, то при охлаждении из раствора выпадают розовые кристаллы соединения Y. При добавлении к раствору, содержащему 3,00 г этого вещества, избытка нитрата серебра выпадает 3,21 г белого осадка.

Термогравиметрический анализ вещества Y показал, что в инертной атмосфере разложение данного вещества идет в несколько этапов:

Температура, °С	100 – 110	150 – 280	280 – 355	355 – 745
Потеря массы (относительно первоначальной)	6.7%	31.7%	51,6%	100%
Цвет	Пурпурный	Через зеленый – в синий	Синий	

Если проводить нагревание вещества Y на воздухе, при высокой температуре наблюдается другой порядок превращений:

Температура, °С	400 – 640	940 – 955
Потеря массы	70,1%	72,1%

1) Определите исходные вещества.

2) Объясните результаты термогравиметрического анализа вещества **У**.

Напишите уравнения всех протекающих реакций.

3) Для чего при синтезе вещества **У** в реакционную смесь добавляют активированный уголь?

4) Какие еще соединения могут быть синтезированы по аналогичной для **У** методике при небольшом изменении условий (соотношения компонентов, времени и температуры нагрева)?

3. Навеску биметаллического сплава массой 5,00 г обработали избытком концентрированной азотной кислоты. При этом выпал осадок **А** и выделился газ **Б** (плотность 1,881 г/л при 25 °С и 1 атм), для полного поглощения которого требуется не менее 6,73 г каустического поташа. Оставшийся после реакции раствор упарили, а кристаллический остаток прокалили при 450 °С. Полученный красный остаток **В** массой 2,21 г разделили на две равные части. Одну из них обработали избытком азотной кислоты – при этом получился бесцветный раствор и коричневый осадок **Г**; другую – избытком концентрированной соляной кислоты, при этом образовался бесцветный раствор и газ, получивший свое название благодаря окраске.

1) Определите состав исходного сплава и напишите уравнения описанных в тексте задачи реакций.

2) Где используется данный сплав?

3) Что изменится, если вместо концентрированной азотной кислоты исходный сплав обрабатывать разбавленной кислотой?

4) Как легче всего перевести осадок **А** в раствор?

5) Известно, что атомная масса одного из металлов, входящих в состав сплава, меняется в зависимости от месторождения его руды. Приведите объяснение этого факта.

4. Согласно термодинамическим данным при температурах ниже нескольких тысяч кельвинов оксид азота(II) неустойчив по отношению к разложению на простые вещества.

Реакционный сосуд заполнили оксидом азота(II) и нагрели. Найдите состав равновесной смеси при температуре 300 К; 3000 К. Зависимость константы равновесия K_p реакции синтеза оксида описывается уравнением:

$$K_p = 26,92 \cdot 10^{-9491/T}$$

При каких температурах возможен синтез оксида азота(II)? Объясните, почему очень чистый оксид азота(II) при комнатной температуре (и в темноте) может существовать в неизменном виде очень долгое время, а при температуре 1600 °С быстро разлагается на простые вещества.

5. В энциклопедическом словаре Брокгауза и Ефрона можно найти следующую статью, посвященную углеводороду **триметилену** (далее **Т**):

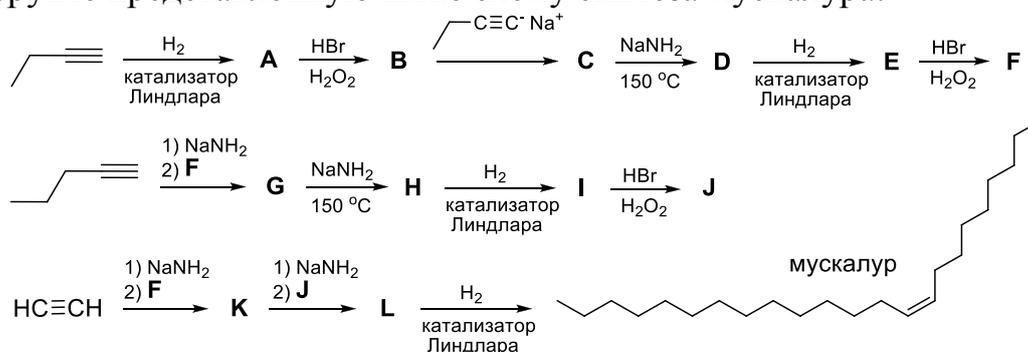
«... В 1882 г. Фрейнд показал, что если нагревать бромистый триметилен с натрием, то образуется Т. Удобнее получается углеводород Т., как нашел Густавсон в 1887 г., при действии на бромистый триметилен цинковой пыли в присутствии 75%-го спирта [1] ... до сих пор еще неизвестны условия для получения чистого Т. ... в полученном газе всегда имеется

некоторое количество пропилена, который приходится удалять бромом[2] ... окончательно **T.** очищается действием 1–2% раствора KMnO_4 [3], на который, по наблюдениям Вагнера, **T.** не действует ... От пропилена **T.** отличается малой скоростью взаимодействия с HJ [4] и Br_2 [5] и отсутствием реакции с раствором KMnO_4 ... С хлором **T.** реагирует очень легко, почти не образуя продукта присоединения, а, главным образом, различные продукты замещения и между ними дихлортриметилен $\text{C}_3\text{H}_4\text{Cl}_2$ [6] ... В серной кислоте **T.** мало растворяется, образуя, наряду с продуктами уплотнения, нормальную пропиленсерную кислоту[7], дающую при перегонке со щелочами нормальный пропиловый спирт[8] ...».

1) Приведите современное название **триметилена** и напишите уравнения реакций [1–8];

2) Напишите структуру основного продукта **уплотнения триметилена**.

6. Один из немногих природных алкенов, мускалур (*цис*-трикоз-9-ен), является половым аттрактантом самки домашней мухи *Musca domestica*. Расшифруйте представленную ниже схему синтеза мускалура:



Примечание: катализатор Линдлара – палладий, нанесённый на карбонат кальция и «отравленный» ацетатом свинца.

7. Изобутилен (2-метилпропен) под действием 60%-ной серной кислоты превращается в два изомерных углеводорода **A** и **B**. Массовая доля углерода в этих веществах равна 85,7 %. При гидрировании в присутствии платины при 25 °С как **A**, так и **B** превращаются в углеводород **C**, содержащий 84,2 масс. % углерода. Известно, что углеводород **C** имеет четвертичный атом углерода и может образовать 4 монобромпроизводных, являющихся структурными изомерами, а при окислении **A** под действием KMnO_4 в кислой среде выделяется газ.

- 1) Определите строение углеводородов **A**, **B** и **C**;
- 2) Предложите механизм образования **A** и **B**.
- 3) Какими особыми свойствами обладает углеводород **C**?

11 класс

Авторы задач – Скрипкин М.Ю. (№№ 1, 3), Бахманчук Е.Н. (№2), Пошехонов И.С. (№ 4), Михайлов К.И. (№ 5), Ростовский Н.В. (№№ 6, 7)

1. При нагревании 3,00 г некоторой жидкости **A** до 300 °С получили газ **B** и 1,03 г твердого вещества **B**. При взаимодействии этого твердого вещества с избытком 10% серной кислоты получилось 0,394 л газа (в пересчете на н.у.).

Газ **B** легко реагирует с простым веществом **Г**, образованным самым распространенным на Земле элементом; единственным продуктом их взаимодействия является газ **Д** с относительной плотностью по пропану равной 1,00.

1) Определите состав исходной жидкости **A**, составьте уравнения указанных в тексте задачи реакций.

2) Напишите уравнение реакции, протекающей при длительном выдерживании жидкости **A** в атмосфере газа, состоящего из элемента, образующего вещество **Г**, и его ближайшего соседа по периодической системе.

3) Известно, что вещество **A** является представителем соединений с необычным характером связи. В чем он заключается? Приведите примеры еще 3 соединений с аналогичным характером химической связи.

2. Химические элементы **X** и **Y** находятся в одной группе Периодической системы. Соответствующие им простые вещества **X*** и **Y*** реагируют с водородом с образованием газообразных при 25 °С веществ **A** и **B**, соответственно. Известно, что водные растворы веществ **A** и **B** являются кислотами, притом **B** проявляет более сильные кислотные свойства, чем **A**. При взаимодействии **X*** с **Y*** можно получить соединения **C** (34,9% **X**), **D** (61,6% **X**), **E** (72,8% **X**). Они гидролизуются в щелочном растворе с образованием соли кислоты **A** и солей кислот **F**, **G**, **H**, соответственно.

А) Расшифруйте элементы **X** и **Y**, соединения **X***, **Y***, **A** – **H**.

Б) Почему водный раствор **B** более сильная кислота, чем водный раствор **A**?

В) Как меняются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду соединений **F** – **G** – **H**? Ответ поясните.

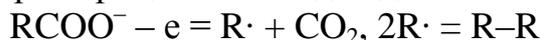
3. Сумма всех четырех квантовых чисел последнего по порядку заполнения электрона атома элемента **A** равна 4,5. Сумма орбитального и магнитного квантовых чисел равна нулю, а отношение главного квантового числа к орбитальному равно 2,5.

1) Определите элемент **A**.

2) Охарактеризуйте его химические свойства – укажите характерные степени окисления, составьте формулы высшего оксида, фторида, бромида. Ответ мотивируйте.

3) Чем замечательны ближайшие соседи (по горизонтали и по вертикали) этого элемента?

4. Перспективным промышленным методом получения кислоты **X** является анодная конденсация монометиладипината $\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_4\text{COO}^-$ до диметилового эфира кислоты **X** (электролиз) с последующим гидролизом диэфира. Процесс на аноде идет по следующему механизму:



при достаточно высокой плотности тока (плотность тока $j = I/S$, где сила тока **I** и площадь поверхности электрода **S**).

1) Вычислите время, спустя которое содержание монометиладипината в водно-метанольном растворе уменьшилось с 1,7 моль до 0,2 моль. Необходимые данные: $j = 12 \text{ А/дм}^2$, параметры цилиндрических электродов –

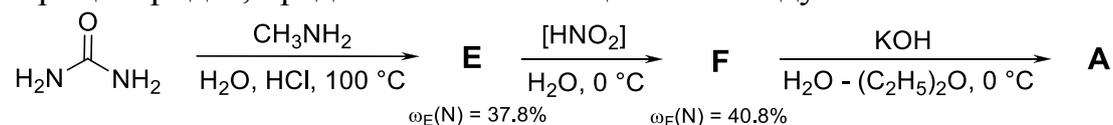
диаметр $d = 3$ см, высота $h = 20$ см; электроды погружены в раствор на $7/8$ по высоте.

2) Если после завершения первого этапа электролиза в раствор добавить 0,5 моль уксусной кислоты и продолжить пропускать ток, какие вещества можно будет обнаружить в анодном пространстве? Расположите их в порядке уменьшения содержания каждого компонента. Ответ поясните.

3) Из 700 г монометиладипината натрия можно получить 272 г кислоты **X**. Вычислите выход продукта на втором этапе, если электролиз (первый этап) протекает с 85%-ным выходом. Запишите уравнения описанных реакций.

5. В 1899 году Ганс фон Пехманн работал с желтым газом **A**, имеющим относительную плотность по водороду 21. Немецкий инженер обнаружил, что при аккуратном нагревании **A** образуется воскоподобное белое вещество **B**. В настоящее время вещество **B** (правда, уже под другим названием) получают в промышленности в количестве нескольких десятков миллионов тонн. Исходным сырьем для синтеза является газ **D**, получающийся в процессе крекинга нефти и её дистиллятов, а также выделяющийся при гниении яблок. Лабораторный способ получения **B** – нагревание газа **D** до 100–120 °С в присутствии триэтилалюминия под давлением 3–4 атм.

Лучшим лабораторным способом получения **A** до сих пор остается способ Фрица Арндта, предложенный им ещё в 1930 году:

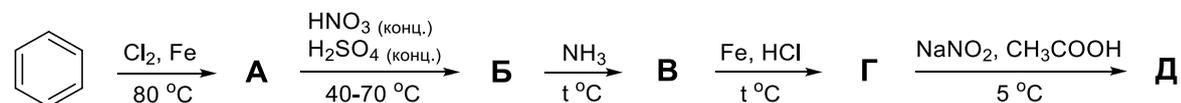


1) Приведите структурные формулы веществ **A, B, D, E, F**.

2) Какое название было предложено фон Пехманном для соединения **B**? Каково современное название этого вещества?

3) Вещество **A** может храниться около 6 месяцев в виде раствора в диэтиловом эфире при -20 °С. Почему **A** требует таких специфических условий хранения?

6. Расшифруйте представленную ниже схему синтеза вещества **D** ($t_{\text{пл}} = 100$ °С). Согласно данным элементного анализа **D** содержит 60.8% углерода, 4.3% водорода и 35.5% азота по массе.



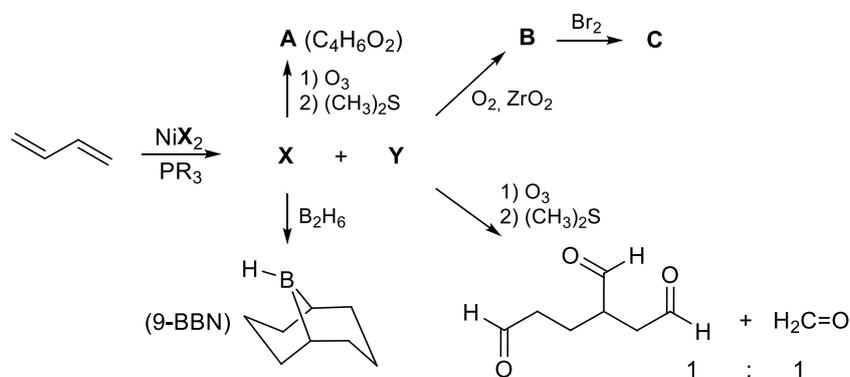
Примечание: на второй стадии образуется несколько изомеров, вещество **B** – один из них.

7. Секретный «КОД»

Углеводород **X** может быть получен при нагревании бута-1,3-диена в присутствии катализатора NiX_2 , при этом в качестве побочного продукта образуется углеводород **Y**, изомерный **X**. При озонолизе **X** и последующем действии восстановителя диметилсульфида, $(\text{CH}_3)_2\text{S}$, получено единственное соединение **A** состава $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$, а при озонолизе **Y** в тех же условиях – бутан-

1,2,4-трикарбальдегид и формальдегид в соотношении 1:1. При окислительном дегидрировании **Y** образуется углеводород **B**, являющийся важным промышленным мономером. Углеводород **B** легко взаимодействует с бромом с образованием соединения **C**, при этом 1.00 г **B** присоединяет 1.54 г брома. Углеводород **X** служит исходным веществом для синтеза 9-борабицикло[3.3.1]нонана (9-BBN), важного реагента для синтеза первичных спиртов.

- 1) Напишите структурные формулы соединений **X**, **Y**, **A** – **C**;
- 2) В год производится более 10 000 тонн углеводорода **X**, из которых большая часть используется для получения комплекса NiX_2 . Изобразите пространственное строение комплекса NiX_2 , учитывая, что атом никеля в нём находится в тетраэдрическом окружении;
- 3) Предложите механизм образования **X** в описанной реакции;
- 4) Обязательно ли присутствие катализатора для образования **Y**? Ответ поясните.



1.3. Заключительный (городской) этап. Практический тур 8 класс

Автор задания – Хлебникова Л.А.

В пронумерованных пакетах находятся следующие твердые вещества: карбонат кальция, карбонат натрия, хлорид натрия, сульфат магния. Также в наличии имеются вода, соляная кислота и водный раствор гидроксида натрия.

- 1) Предложите кратчайший путь идентификации веществ с использованием только указанных выше реактивов.
- 2) Определите содержимое каждого пакета.
- 3) Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно определить вещества.
- 4) Напишите уравнения реакций, которые можно провести между данными веществами.
- 5) Приведите правила, которые надо соблюдать при разбавлении концентрированных кислот.

9 класс

Автор задания – Хлебникова Л.А.

Вам предложено пять колб с растворами. На этикетках написаны названия веществ, из которых готовили растворы: сульфат алюминия, хлорид железа (III), соляная кислота, карбонат натрия, иодид натрия. Этикетки перепутаны таким образом, что ни один из растворов не подписан правильно. Используя только растворы, находящиеся в колбах и пробирках:

- 1) укажите план идентификации растворов;
- 2) укажите правильные надписи для растворов;
- 3) напишите уравнения реакций, при помощи которых можно определить вещества;
- 4) напишите уравнения реакций, которые можно провести между данными веществами.
- 5) приведите правила, которые надо соблюдать при разбавлении концентрированных кислот.

10 класс

Авторы задания – Хлебникова Л.А. и Скрипкин М.Ю.

Тема: Определение процентного содержания карбоната калия и карбоната натрия в растворе, если известно суммарное содержание карбонатов, методом объемного анализа.

Задание:

- 1) Составьте методику проведения анализа.
- 2) Выберите необходимый индикатор для титрования, обоснуйте свой выбор.
- 3) Проведите экспериментальное определение и выполните необходимые расчеты.
- 4) Напишите уравнения проводимых реакций.

Посуда и оборудование:

- 1) Установка для титрования
- 2) Коническая колба или хим. стакан для титрования.
- 3) Пипетка на 20 мл.
- 4) Маленький хим. стакан для промывания пипетки.
- 5) Мерная колба
- 6) Воронка

Реактивы:

- 1) Раствор H_2SO_4 – $C_N = 0,1000 N$ ($C_M = 0,0500 M$)
- 2) Индикаторы:

Название индикатора	Интервалы перехода, рН
Метилловый фиолетовый	Желтый 0,13 – 0,5 зеленый, Зеленый 1,0 – 1,5 синий Синий 2,0 – 3,0 фиолетовый

метиловый оранжевый	Розовый 3,1 – 4,4 желтый
метиловый красный	Розовый 4,2 – 6,2 желтый
фенолфталеин.	Бесцветный 8,2 – 10,0 розовый

Константа диссоциации угольной кислоты:

по первой ступени $4,45 \cdot 10^{-7}$

по второй ступени $4,69 \cdot 10^{-11}$

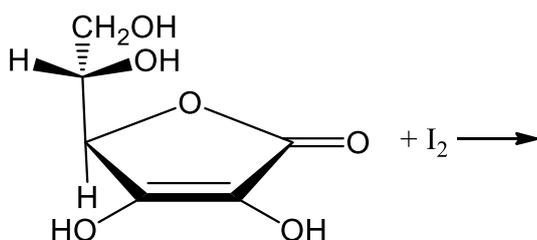
11 класс

Автор задания – Хлебникова Л.А.

Тема: Определите содержания аскорбиновой кислоты в концентрированном фруктовом соке.

Задание:

Определение аскорбиновой кислоты во фруктовых соках основано на окислении аскорбиновой кислоты раствором иода до дегидроаскорбиновой кислоты



1. Предложите методику определения аскорбиновой кислоты.
2. Закончите уравнение реакции.
3. Как называется этот метод определения?
4. В чем заключается сущность метода?
5. Объясните принцип действия индикатора.
6. Напишите уравнения всех проводимых реакций.
7. Определите содержание аскорбиновой кислоты (в г) в объеме мерной колбы.
8. Приведите формулы для расчетов и сами расчеты.

Посуда и оборудование:

1. Установка для титрования.
2. Мерная колба с задачей.
3. Пипетка на 20 мл.
4. Пипетка на 20 мл. или бюретка на 25 мл.
5. Химический стакан или коническая колба для титрования.
6. Маленький хим. стакан для промывания пипетки.
7. Груша для отбора пробы.

Реактивы:

1. Раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – 0,1000 N
2. Раствор I_2
3. Индикатор – 1% раствор крахмала.

2. УКАЗАНИЯ К РЕШЕНИЮ

2.1. Отборочный (районный) тур 8 класс

1. Начните с тех элементов, которые, как правило, имеют только одну отличную от нуля степень окисления.

2. На основании электронного паспорта (электронной конфигурации) элемента определите его положение в Периодической системе. Зная группу Периодической системы, Вы должны суметь предсказать и устойчивые степени окисления, и состав, и важнейшие свойства соединений.

3. Не забудьте, что массовая доля всегда рассчитывается для безводной соли. То есть, для решения задачи Вам потребуется определить, какая масса соли содержится в данной массе кристаллогидрата.

4-1. Ключевые слова в тексте задания, вероятно, это то, что «газ получают взаимодействием металлов с кислотами». После этого определение газа *X* трудностей вызывать не должно.

4-2. В задании проверяется знание Вами тривиальных (исторически сложившихся, а не отражающих напрямую состав вещества) названий химических соединений. Понятие «*известь*» и однокоренные понятия практически всегда указывают на наличие в составе вещества элемента *кальция* (аналогично: *сода* – на присутствие *натрия*, *поташ* – на присутствие *калия*).

5. Не забудьте, что слово *уравнение* является однокоренным со словом *равенство*, т.е., количество атомов каждого из элементов в левой и правой части уравнения должно быть одинаковым.

9 класс

1. Вспомните условия протекания реакций ионного обмена в растворах, а также связь между положением металла в электрохимическом ряду напряжений и его способностью взаимодействовать с кислотами.

2. Для проведения количественных расчетов обратите внимание, что объем колбы в условии задачи не оговорен, следовательно, его можно взять каким угодно. Учитывая, что опыт проводили при *нормальных условиях*, легко понять, какой объем колбы стоит выбрать...

3-1. В задании проверяется Ваша химическая эрудиция. Обратите внимание, что сильная минеральная кислота, образующаяся при растворении вещества *Г* в воде, *способна обугливать органические вещества* – это хорошая подсказка...

3-2. Число газообразных простых веществ без цвета и запаха весьма ограничено. Ведь все галогены имеют цвет и запах, благородные (инертные)

газы с трудом вступают в реакции, да и в школьной программе они не затрагиваются... *Буряя окраска газа Г*, водный раствор которого имеет кислую реакцию, тоже хорошая подсказка...

4. Задачи на определение формулы соединения в 9 классе обычно не решают, но Ваши знания вполне достаточны для этого. Зная, какой объем углекислого газа и какая масса воды получилась в результате сгорания исходного вещества, нетрудно определить их мольное соотношение в исходном веществе $M_xC_yH_z$: $n(\text{CO}_2)/n(\text{H}_2\text{O}) = y : (1/2z)$ (количество получившейся воды будет в 2 раза меньше количества атомов водорода в исходном веществе). Далее Вам нетрудно будет определить, в каком массовом отношении соединяются металл и кислород при образовании оксида. И задача почти решена...

5. Естественно, при пропускании смеси газов через раствор кислоты или щелочи в обоих случаях реагировать будет только одно вещество. Важно проверить еще и мольное соотношение веществ: не забудьте, что и серная, и угольная кислота способны образовывать кислые соли... По ходу решения задачи Вам потребуется на основании данных об абсолютной или относительной плотности газовой смеси определить количество каждого из газов. Можно посоветовать следующий прием: пусть всего имеется один моль смеси газов. Количество одного газа – x моль, второго – $(1 - x)$ моль. Далее будет нетрудно выразить массу 1 моль этой смеси (*молярную массу смеси*) через молярные массы компонентов – ведь количества газов известны...

10 класс

1. Исходные вещества заданы, но поскольку в условии задачи указано, что *синтез может проводиться в одну или несколько стадий*, далее можно использовать и уже синтезированные вещества. А способы превращений возможны любые (например, электролиз).

2. Вспомните тему: «Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье». И рассчитайте тепловой эффект рассматриваемой в задаче реакции.

3. Какой газ выделяется при действии на металл бромоводорода и хлороводорода, Вы должны хорошо знать. А дальше Вы, зная объем выделившегося газа, легко можете рассчитать его количество и перейти к анализу соотношения массы металла, вступившего в реакцию, и объема выделившегося газа. Подумайте над такими вопросами:

1) Сколько молей одновалентного металла требуется для получения такого объема газа? Какова в таком случае молярная масса этого металла? Существует ли такой металл?

2) и 3) – найдите ответы на аналогичные вопросы для двух- и трехвалентных металлов.

Таким образом Вы определите один металл. Со вторым проще – тот факт, что при прокаливании нитрата образуются только газообразные продукты достаточно однозначно указывает на второй компонент сплава.

4. Обращаем Ваше внимание, что перекись водорода в щелочной среде проявляет отчетливо выраженные окислительные свойства. Окрашивание

раствора при добавлении иодида калия происходит, вероятно, из-за образования иода, а реакцию последнего с тиосульфатом натрия просто надо знать (на олимпиадах по химии эту реакцию обыгрывают очень часто).

5. Задача по большей части математическая, требует внимания в расчетах. Вы должны учесть как количество атомов водорода каждого типа, так и константы скоростей реакций замещения; т.е., если количество атомов водорода данного типа n , а константа скорости k , то вероятность замещения одного из данных атомов водорода пропорциональна их произведению, $n \cdot k \dots$

6. Зная плотность паров углеводорода и рассчитав молярный объем газа при данных условиях, Вы легко найдете молярную массу вещества.

7-1. Голубой раствор, при добавлении к которому основания образуется синий студенистый осадок – эти данные достаточны для определения катиона. Выпадение осадка при добавлении раствора хлорида бария – явное указание на анион.

7-2. Кроваво-красное окрашивание раствора при добавлении роданида (тиоцианата) калия – указание на катион. Образование бурого газа при взаимодействии исходного вещества с медью в присутствии концентрированной серной кислоты – указание на анион.

11 класс

1. Конечно же, в задаче идет речь о процессах диссоциации и гидролиза, и Вы просто должны определить, кислую, щелочную или нейтральную реакцию имеет раствор каждой из указанных солей.

2. «Утешительная» задача. Вспомните реакции гидратации и окисления алкенов и алкинов, а также реакцию окисления спиртов.

3. Конечно, при взаимодействии смеси металлов с графитом образуется смесь карбидов. Каких именно – ацетиленидов или метанидов – Вы должны понять сами на основании положения металлов в Периодической системе (вспомните, что Вам известно о карбидах кальция и алюминия). Для того, чтобы понять, какие вещества получились при пропускании продуктов сгорания через раствор щелочи, определите количества веществ, вступающих в реакцию – не забудьте, что при взаимодействии углекислого газа с гидроксидами калия и натрия образовываться могут не только средние, но и кислые соли.

4. Помните, что все стремится к минимуму энергии. Чем меньше запас энергии в веществе, тем выгоднее его образование. В приложении к химическим реакциям это, в частности, означает, что чем более экзотермична реакция, тем выше вероятность ее протекания при прочих равных условиях. Что касается энергии сопряжения, то это разница между энергией гидрирования вещества с сопряженной системой кратных связей и соответствующим количеством вещества схожего строения с одиночными кратными связями.

5. При решении задачи Вам потребуется определить количества каждого из газов в смеси. Удобным представляется следующий прием: пусть всего имеется один моль смеси газов. Количество одного газа – x моль, второго – $(1 - x)$ моль. Далее будет нетрудно выразить массу 1 моль этой смеси (*молярную*

массу смеси) через молярные массы компонентов – ведь количества газов известны... И не забудьте: для газов молярные доли равны объемным долям (следствие из закона Авогадро).

6. Вспомните, как идет окисление алкенов перманганатом калия в кислой среде в зависимости от положения двойной связи в алкенах.

2.2. Заключительный (городской) этап. Теоретический тур

8 класс

1. Не забудьте, что газ – это уже не раствор...

2. Не забудьте, что вопрос «Количество молекул...» подразумевает ответ «... штук».

3. Учтите, что:

1) реакция может относиться **только к одному** из первых четырех типов;

2) реакции обмена окислительно-восстановительными быть **не могут**;

3) реакции замещения **всегда** являются окислительно-восстановительными.

4. Определите, сколько атомов входит в состав сульфата натрия; гидроксида бария. Пусть количество этих веществ составляет x и $3x$, соответственно. Используя число Авогадро, выразите далее число атомов во взятом количестве каждого из веществ через x . Теперь для Вас не составит труда найти количество каждого из взятых реагентов.

Во второй части задачи речь идет об известной Вам реакции обмена. Не забудьте проверить, какое из веществ взято в избытке, а какое – полностью вступило в реакцию. Только в этом случае Вы правильно определите массу выпавшего осадка (расчет всегда ведут по веществу, которое полностью вступило в реакцию...).

5. Понятно, что количество атомов как калия, так и кислорода должно быть целым числом. Поэтому для начала проверьте разные комбинации: соотношение масс калия и кислорода дано по условию ($31,8 : 39,2$), надо только подобрать соответствующее соотношение атомов. А далее по обычной пропорции Вы найдете массу третьего элемента в одном моле соли...

6. Формулы двух важнейших оксидов углерода Вы, конечно, знаете. А далее остается только написать уравнения реакций. Не забудьте, что соли бывают не только средние, но и кислые; основные.

7. В данном задании проверяется Ваша химическая эрудиция. Можно только напомнить, что «едкий» указывает на основание; «известь» – на присутствие иона кальция; «купорос» – на сульфат-ион (а «масло» говорит о том, что это вязкая жидкость), «сода» всегда содержит натрий, а «нашатырь» и «нашатырный спирт» – родственные, но не идентичные понятия.

9 класс

1. Вспомните, что такое гидрид металла. И повторите тему «Термохимические расчеты».

2. Обратите внимание, что в условии данной задачи нет слов «...Все указанные соединения содержат общий элемент».

3. На основании данных о тепловом эффекте проведенной реакции и теплоты образования иодоводорода определите количество полученного вещества. Тогда несложно будет рассчитать и количества прореагировавших иода и водорода....

4. Подумайте об окислительно-восстановительных свойствах алюминия и нитратов. Как повлияет присутствие влаги на возможность окислительно-восстановительной реакции между ними? Соли какого металла – натрия или калия – являются, с Вашей точки зрения, более гигроскопичными?

5. Зная формулу сплава элемента Y с натрием и массовые доли элементов в этом сплаве Вы должны легко определить неизвестный элемент. Очевидно, он содержится и в веществе X . Предположим, что в 1 моль вещества X содержится 1 моль атомов элемента Y ... Исходя из этого предположения и зная массовые доли остальных элементов (углерода и водорода) Вы можете определить формулу вещества X .

6. Подумайте, темнеет ли золото при хранении в ювелирных магазинах... В чем отличие химического состава хрусталя от обычного стекла... Почему в пункте (В) рекомендуется использовать именно оцинкованное ведро... Размышления на эту тему помогут Вам справиться со многими вопросами задачи.

7. Подумайте, какой осадок мог получиться в результате прошедшей реакции – обратите внимание, что масса осадка больше массы исходного вещества. По-видимому, вариантов, которые надо перебрать, совсем немного: при растворении в воде может выпасть только гидроксид металла, а исходным веществом может быть гидрид, оксид или пероксид. Зная рН раствора, нетрудно и определить концентрацию гидроксид-ионов в растворе.

10 класс

1. Подумайте, темнеет ли золото при хранении в ювелирных магазинах... В чем отличие химического состава хрусталя от обычного стекла... Почему в пункте (В) рекомендуется использовать именно оцинкованное ведро... Размышления на эту тему помогут Вам справиться со многими вопросами задачи.

2. Обратите внимание на обратимый переход окраски: *розовый (много воды) – синий (удаление воды)* – это должно помочь Вам понять, химия какого металла обсуждается в задаче. Чтобы понять, о каком газе идет речь, вспомните, как звали древнеегипетского Бога Солнца. Порошок на стенках вытяжных шкафов также должен быть Вам известен – вспомните, какие летучие вещества обычно хранят в тяге. Ну, а дальше призовите на помощь Вашу эрудицию. В условии задача есть подсказка: при небольшом изменении условий могут быть получены еще и другие вещества. Вероятно, Вы поняли о чем идет речь, осталось только уточнить, какой из продуктов получился на основании данных об осаждении аниона ионом серебра.

В задаче есть еще страшные слова «*термогравиметрический анализ*» – обратите внимание, что тут же дается пояснение: идет разложение вещества при нагревании и фиксируется изменение массы.

3. При взаимодействии металла с азотной кислотой выделился газ, поглощаемый щелочью (*каустическим поташем*) – это позволяет однозначно определить газ **Б**. Продуктами взаимодействия металлов с азотной кислотой могут быть либо гидратированный оксид, либо нитрат металла; при прокаливании нитрата остаются оксид, нитрит либо металл. Газ, получивший свое название благодаря окраске, определяется однозначно; тогда нетрудно сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах осадка **В**...

4. Все, что требуется в этой задаче – это умение записать выражение для константы равновесия реакции, а также умение считать...

5. Напишите брутто-формулу радикала метилена... А теперь утройте ее, добавьте два атома брома по концам. Какое вещество у Вас получилось?

6. Абсолютно стандартная цепочка, которую надо просто аккуратно пройти. Не забудьте о различии в протекании реакций гидрирования алкинов в присутствии «отравленного» катализатора – дополнительной подсказкой является способность вещества **А** реагировать с бромоводородом. Вспомните влияние перекиси водорода на протекание реакции гидробромирования... И не забудьте о каталитических свойствах амида натрия...

7. Аккуратный расчет позволит Вам с легкостью определить простейшую формулу углеводородов **А** и **В**, молекулярную формулу **С**. А дальше проверьте, о каком изомере **С** идет речь...

11 класс

1. Определив молярную массу газа **Д** и зная, что он является единственным продуктом взаимодействия веществ **Б** и **Г**, легко определить газ **Б**. По условию задачи при взаимодействии твердого вещества **В** с разбавленной серной кислотой выделяется газ – вариантов состава газа немного. Тогда легко и определить молярную массу вещества **В**, а затем его состав.

2. Обратите внимание, что простые вещества **X*** и **Y*** взаимодействуют (а не просто образуют соединения при каких-то условиях) с водородом, притом образующиеся соединения *газообразны* при 25 °С...

3. Вспомните, что такое *квантовые числа*. А дальше чистая математика...

4. Вспомните, как протекает окисление карбоксилат-анионов при проведении электролиза.

5. При решении задачи исходите из массовой доли азота в веществах **Е** и **F**. Рассмотрите ситуацию, когда в веществе **Е** содержится один; два; три и т.п. атомов азота и попробуйте определить строение оставшегося фрагмента.

6. Не забудьте, что в определенных условиях ароматические соединения могут вступать и в реакции *нуклеофильного замещения*.

7. Обратите внимание на строение соединения 9-BBN. Какое вещество выступало в роли источника углерода? Реакции озонирования – для каких углеводородов они характерны?

2.3. Заключительный (городской) этап. Практический тур 8 класс

Проанализируйте растворимость выданных солей в воде, а также признаки возможных реакций (выделение газа, выпадение осадка). Такой анализ удобно проводить в виде таблицы:

	CaCO ₃	Na ₂ CO ₃	NaCl	MgSO ₄
H ₂ O				
HCl				
NaOH				

9 класс

Проанализируйте признаки возможных реакций (изменение цвета, выделение газа, выпадение осадка). Такой анализ удобно проводить в виде таблицы:

	Al ₂ (SO ₄) ₃	FeCl ₃	HCl	Na ₂ CO ₃	NaI
Al ₂ (SO ₄) ₃					
FeCl ₃					
HCl					
Na ₂ CO ₃					
NaI					

10 класс

Для выбора индикатора подумайте, какую реакцию среды имеет исходный раствор, какую – раствор в точке эквивалентности. Можно и рассчитать примерное значение pH. А далее по результатам титрования нетрудно будет определить суммарное количество вещества карбонатов, а масса Вам известна...

11 класс

Вначале определите точную концентрацию раствора иода. Далее учтите, что окисление аскорбиновой кислоты требует некоторого времени – на основании этого сделайте вывод, прямое или обратное титрование является предпочтительным в данном случае.

3. Решения задач

3.1. Районный (отборочный) этап

8 класс

1. Проверяемая тема: «Понятие степени окисления элемента»

1-1. N⁻³H⁺¹₄N⁺⁵O⁻²₃, H⁺¹Cl⁺⁷O⁻²₄, K⁺¹Cl⁻¹, Ba⁺²Mn⁺⁶O⁻²₄, Na⁺¹₂S⁺⁴O⁻²₃

1-2. N⁻³H⁺¹₄Cl⁺⁷O⁻²₄, H⁺¹₂S⁺⁶O⁻²₄, Na⁺¹₂S⁻², Al⁺³P⁺⁵O⁻²₄, K⁺¹N⁺⁵O⁻²₃.

2. Темы: «Электронное строение атома», «Связь между электронным строением атома, положением элемента в Периодической системе и свойствами образуемых элементов простых и сложных веществ»

2-1. Sr (стронций); SrO; Sr(OH)₂; SrO + 2 HCl = SrCl₂ + H₂O;
Sr(OH)₂ + 2HCl = SrCl₂ + 2H₂O

2-2. Ba (барий); BaO; Ba(OH)₂; BaO + 2 HCl = BaCl₂ + H₂O;
Ba(OH)₂ + 2HCl = BaCl₂ + 2H₂O

3. Темы: «Кристаллогидраты солей», «Массовая доля растворенного вещества»

3-1. M(CuSO₄·5H₂O) = 250 г/моль

M(CuSO₄) = 160 г/моль n(CuSO₄·5H₂O) = 40/250 = 0,16 моль

m(CuSO₄) = 160 · 0,16 = 25,6 г

m(p-ра) = 120 + 40 = 160 г

ω(CuSO₄) = 25,6/160 = 0,16 = 16%

3-2. M(MgSO₄·7H₂O) = 246 г/моль

M(MgSO₄) = 120 г/моль n(MgSO₄·7H₂O) = 40/246 = 0,16 моль

m(MgSO₄) = 120 · 0,16 = 19,5 г

m(p-ра) = 200 + 40 = 240 г

ω(MgSO₄) = 19,5/240 = 0,081 = 8,1%

4. Темы: «Водород», «Углекислый газ. Угловая кислота. Карбонаты», «Тривиальные названия химических веществ»

4-1. 1) Zn + 2HCl = ZnCl₂ + H₂

2) H₂ + CuO = Cu + H₂O

3) 2H₂ + O₂ = 2H₂O

4) H₂

5) водород

Допускаются иные формулировки, не искажающие смысл ответа

4-2. 1) CaCO₃ = CaO + CO₂↑

2) Ca(OH)₂ + CO₂ = CaCO₃↓ + H₂O

3) CaO + H₂O = Ca(OH)₂

4) карбонат кальция

5) CaCO₃

Допускаются иные формулировки, не искажающие смысл ответа

5. Тема: «Типы химических реакций»

5-1.

1) 2Na ₃ PO ₄ + 3CaCl ₂ = Ca ₃ (PO ₄) ₂ + 6NaCl	Белый осадок
2) K ₂ SO ₄ + BaCl ₂ = BaSO ₄ + 2KCl	Белый осадок
3) 3H ₂ + N ₂ = 2NH ₃	Газ с резким запахом
4) 4Fe + 3O ₂ = 2Fe ₂ O ₃	Появление красно-коричневого окрашивания металла
5) 2CO ₂ + Na ₂ O + H ₂ O = 2NaHCO ₃	Поглощение (растворение) газа

5-2.

1) 2FeCl ₃ + 3Na ₂ SiO ₃ = Fe ₂ (SiO ₃) ₃ + 6NaCl	Коричневый осадок
---	-------------------

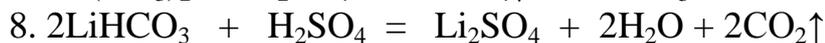
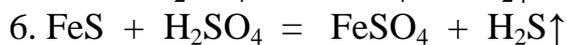
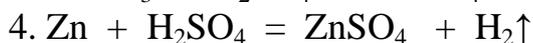
2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaNO}_3$	Белый осадок
3) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$	Появление черного окрашивания поверхности металла
4) $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 = \text{P}_4\text{O}_{10}$	Белое кристаллическое вещество
5) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$	Выделение газа, образование твердого вещества серо-зеленого цвета

9 класс

1. Темы: «Типы химических реакций», «Тривиальные названия химических веществ»

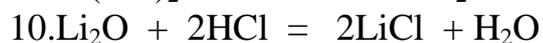
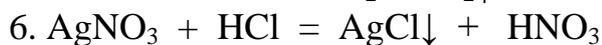
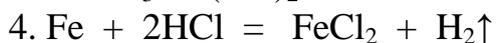
1-1. 1, 2, 5, 9, 10.

Уравнения реакций:



1-2. 1, 2, 5, 7, 9.

Уравнения реакций:



2. Темы: «Газовые законы», «Массовая доля растворенного вещества»

2-1. Ввиду очень хорошей растворимости бромоводорода в воде, первые порции ее растворят весь бромоводород, в колбе создастся сильное разрежение и вода полностью заполнит всю колбу.

Молярная концентрация газа не зависит от объема колбы и равна: $1 : 22,4 = 0,045$ (моль/л), отсюда в 1000 мл раствора содержится 0,045 моль бромоводорода.

Масса бромоводорода равна: $0,045 \cdot 81 = 3,645$ (г).

Масса раствора: $1000 + 3,645 = 1003,645$ (г).

Массовая доля бромоводорода в растворе: $3,645 : 1003,645 = 0,00363$ или **0,363 %**

2-2. «Ввиду очень хорошей растворимости аммиака в воде, первые порции ее растворят весь аммиак, в колбе создастся сильное разрежение и вода полностью заполнит всю колбу.

Молярная концентрация газа не зависит от объема колбы и равна: $1 : 22,4 = 0,045$ (моль/л), отсюда в 1000 мл раствора содержится 0,045 моль аммиака.

Масса аммиака равна: $0,045 \cdot 17 = 0,765$ (г)

Масса раствора: $1000 + 0,765 = 1000,765$ (г).

Массовая доля аммиака в растворе: $0,765 : 1000,765 = 0,00076$ или **0,076%**

3. Темы: «Сера», «Азот»

3-1. *A* – сера, S; *B* – кислород, O₂; *B* – оксид серы(IV), SO₂; *Г* – оксид серы (VI), SO₃.

Уравнения реакций: $S + O_2 = SO_2$; $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$; $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

3-2. *A* – азот, N₂; *B* – кислород, O₂; *B* – оксид азота(II), NO; *Г* – оксид азота (IV), NO₂.

Уравнения реакций: $N_2 + O_2 = 2NO$, $2NO + O_2 = 2NO_2$,
 $2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$ или $3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$

4. Тема: «Массовая доля элемента в составе вещества»

4-1. Белый порошок – это оксид металла. Зная массу исходного вещества, воды и объем углекислого газа, находим массы водорода, углерода и металла в навеске исходного вещества и массу кислорода в оксиде:

$$m(H) = M(H) \cdot n(H),$$

$$n(H) = 2 \cdot n(H_2O),$$

$$n(H_2O) = m(H_2O)/M(H_2O) = 4,05/18 = 0,225 \text{ моль}$$

$$\Rightarrow m(H) = 1 \text{ г/моль} \cdot 2 \cdot 0,225 = 0,45 \text{ г};$$

$$m(C) = M(C) \cdot n(C),$$

$$n(C) = n(CO_2),$$

$$n(CO_2) = V(CO_2)/V_0 = 3,36/22,4 = 0,15 \text{ моль}$$

$$\Rightarrow m(C) = 12 \cdot 0,15 = 1,8 \text{ г};$$

$$m(M) = m(X) - m(H) - m(C) = 3,6 - 0,45 - 1,8 = 1,35 \text{ г},$$

$$m(O) = m(\text{белый порошок}) - m(M) = 2,55 - 1,35 = 1,2 \text{ г}.$$

Выведем формулу оксида M_pO_q: в нем на 1,35 г металла приходится 1,2 г кислорода, т.е. $p : q = m(M)/A_r(M) : m(O)/A_r(O) = 1,35/A_r(M) : 1,2/16 = 1,35/A_r(M) : 0,075 = 18/A_r(M) : 1$.

P	q	A_r(M)	M	M_pO_q
1	1	18	-	-
1	2	36	-	-
1	3	54	~Mn	MnO ₃
1	4	72	~Ge	GeO ₄
2	1	9	Be	Be ₂ O
2	3	27	Al	Al₂O₃
3	4	24	Mg	Mg ₃ O ₄

Единственный вариант: металл – алюминий, белый порошок – оксид алюминия.

Выведем простейшую формулу соединения X (Al_xC_yH_z):

$$x : y : z = m(Al)/A_r(Al) : m(C)/A_r(C) : m(H)/A_r(H) = 1,35/27 : 1,8/12 : 0,45/1 = 0,05 : 0,15 : 0,45 = 1 : 3 : 9$$

$$\Rightarrow AlC_3H_9, \text{ или триметилалюминий } Al(CH_3)_3.$$

Уравнение реакции горения в кислороде (на воздухе):



4-2. Белый порошок – это оксид металла. Зная массу исходного вещества, воды и объем углекислого газа, находим массы водорода, углерода и металла в навеске исходного вещества и массу кислорода в оксиде:

$$m(\text{H}) = M(\text{H}) \cdot n(\text{H}),$$

$$n(\text{H}) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{O}),$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 4,5/18 = 0,25 \text{ моль}$$

$$\Rightarrow m(\text{H}) = 1 \cdot 2 \cdot 0,25 = 0,5 \text{ г};$$

$$m(\text{C}) = M(\text{C}) \cdot n(\text{C}),$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2),$$

$$n(\text{CO}_2) = V(\text{CO}_2)/V_0 = 4,48/22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

$$\Rightarrow m(\text{C}) = 12 \cdot 0,2 = 2,4 \text{ г};$$

$$m(\text{Met}) = m(\text{X}) - m(\text{H}) - m(\text{C}) = 6,15 - 0,5 - 2,4 = 3,25 \text{ г},$$

$$m(\text{O}) = m(\text{белый порошок}) - m(\text{M}) = 4,05 - 3,25 = 0,8 \text{ г}.$$

Выведем формулу оксида M_pO_q : в нем на 3,25 г металла приходится 0,8 г кислорода, т.е. $p : q = m(\text{M})/A_r(\text{M}) : m(\text{O})/A_r(\text{O}) = 3,25/A_r(\text{M}) : 0,8/16 = 3,25/A_r(\text{M}) : 0,05 = 65/A_r(\text{M}) : 1$.

P	q	A_r(M)	M	M_pO_q
1	1	65	Zn	ZnO
1	2	130	-	-
1	3	195	Pt	PtO ₃
2	1	32,5	-	-
2	3	97,5	~Tc	Te ₂ O ₃
3	4	86,7	-	-

Единственный вариант: металл – цинк, белый порошок – оксид цинка.

Выведем простейшую формулу соединения **Y** ($Zn_xC_yH_z$):

$$x : y : z = m(\text{Zn})/A_r(\text{Zn}) : m(\text{C})/A_r(\text{C}) : m(\text{H})/A_r(\text{H}) = 3,25/65 : 2,4/12 : 0,5/1 = 0,05 : 0,2 : 0,5 = 1 : 4 : 10$$

$$\Rightarrow \text{ZnC}_4\text{H}_{10}, \text{ или диэтилцинк } \text{Zn}(\text{C}_2\text{H}_5)_2.$$

Уравнение реакции горения в кислороде (на воздухе):



5. Темы: «Относительная плотность газа», «Средняя молярная масса газовой смеси», «Кислые соли»

5-1. Молярная масса смеси: $29 \cdot 0,748 = 16,75$ (г/моль)

Находим долю каждого газа в смеси: $17x + 16(1 - x) = 16,75$

Из этого уравнения рассчитываем долю аммиака – **0,75** и долю метана – **0,25**.

Находим объем аммиака в смеси: $5 \cdot 0,75 = 3,75$ л

Число молей аммиака: $3,75 : 22,4 = 0,167$ моль

С серной кислотой реагирует только аммиак.

Находим число молей серной кислоты в растворе:

$$164 \cdot 0,1 : 98 = 0,167 \text{ моль}$$

Значит в растворе образуется кислая соль:



$$115 \text{ г/моль}$$

Масса гидросульфата аммония: $115 \cdot 0,167 = 19,2$ г

5-2. Молярная масса смеси: $29 \cdot 1,103 = 32$ г/моль

Находим долю каждого газа в смеси: $28x + 44(1 - x) = 32$

Из этого уравнения рассчитываем долю углекислого газа – **0,25** и долю азота – **0,75**.

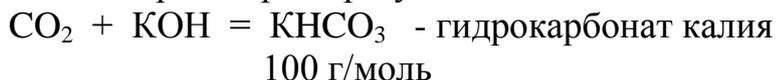
Находим объем углекислого газа в смеси: $2,24 \cdot 0,25 = 0,56$ л, что составляет **0,025 моль**

С гидроксидом калия реагирует только углекислый газ.

Находим число молей гидроксида калия в растворе:

$17,5 \cdot 0,08 : 56 = 0,025$ моль

Значит в растворе образуется кислая соль:

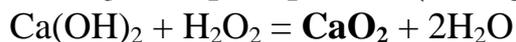
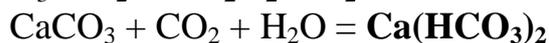
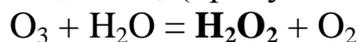
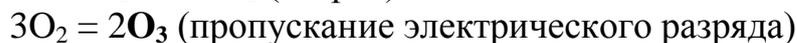
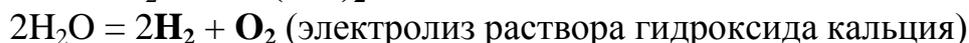
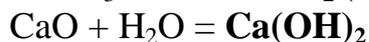


Масса гидрокарбоната калия: $100 \cdot 0,025 = 2,5$ г

10 класс.

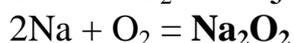
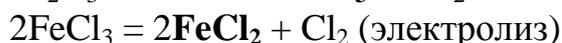
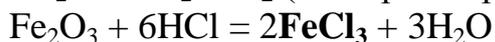
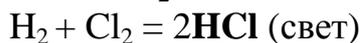
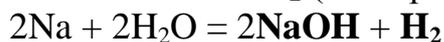
1. Темы: «Тривиальные названия химических соединений», «Свойства неорганических веществ»

1-1. Ниже приведен возможный вариант решения. Для проведения превращений использованы указанные вещества, а также продукты последующих взаимодействий.



И так далее

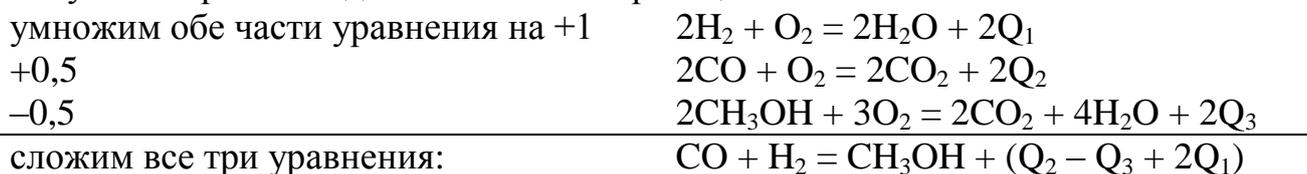
1-2. Ниже приведен возможный вариант решения. Для проведения превращений использованы указанные вещества, а также продукты последующих взаимодействий



И так далее

2. Темы: «Тепловые эффекты химических реакций», «Смещение химического равновесия»

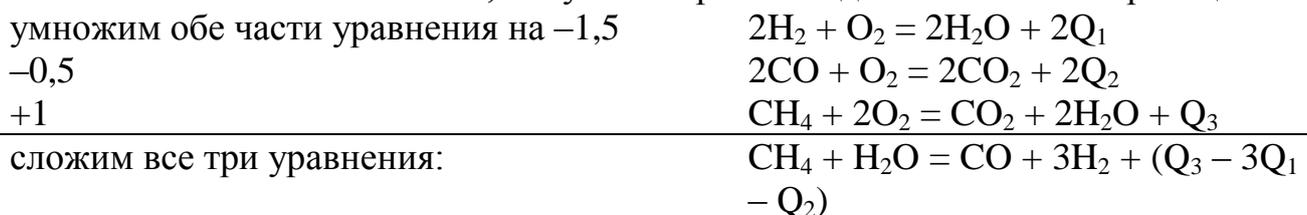
2-1. Синтез газ – это смесь оксида углерода(II) и водорода. Комбинируя термохимические уравнения сгорания водорода, угарного газа и метанола так, чтобы получилась реакция синтеза CH_3OH , мы, в соответствии с законом Гесса, получим выражение для теплоты этой реакции:



$Q_2 - Q_3 + 2Q_1 = 693 > 0$, экзотермический процесс

Согласно принципу Ле-Шателье, охлаждение реакционной смеси в случае экзотермического процесса приводит к смещению положения равновесия в сторону продуктов, т.е. способствует получению метанола.

2-2. Синтез газ – это смесь оксида углерода(II) и водорода. Комбинируя термохимические уравнения сгорания водорода, угарного газа и метана так, чтобы получилась реакция конверсии метана водяным паром, мы, в соответствии с законом Гесса, получим выражение для теплоты этой реакции:



$Q_3 - 3 \cdot Q_1 - Q_2 = -262 < 0$, эндотермический процесс

Согласно принципу Ле-Шателье, охлаждение реакционной смеси в случае эндотермического процесса приводит к смещению положения равновесия в сторону исходных веществ, т.е. метана и водяного пара.

3. Темы: «Расчеты по уравнениям химических реакций», «Термическое разложение нитратов», «Относительная плотность газа», «Средняя молярная масса газовой смеси»

3-1. В водном растворе бромоводорода растворилось $5 \cdot 0,0434 = 0,217$ г металла. Для металла валентности n количество выделяющегося водорода соотносится с молярной массой металла M следующим образом:

$M/n - 0,5$ моль водорода – 11,2 л водорода (н.у.)

Тогда можно составить пропорцию:

$M/n - 11,2$ л

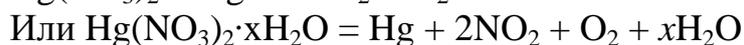
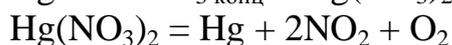
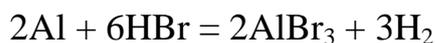
0,217 г – 0,27 л

Тогда $M/n = 11,2 \cdot 0,217 / 0,27 = 9,00$ г/моль

При $n = 3$ получаем, что один из металлов – **алюминий**.

Второй металл обработали азотной кислотой – при этом, очевидно, получили нитрат, сухой остаток прокалили, получив при этом только газообразные продукты. Данному условию удовлетворяет только ртуть. Следовательно, **сплав содержал алюминий (4,34 масс.%) и ртуть (95,66 масс.%)**. Такой сплав называется **амальгама алюминия**.

Уравнения реакций:



Для выбора между двумя последними вариантами воспользуемся информацией об относительной плотности газообразных продуктов.

Средняя молярная масса газообразных продуктов составит:

$$M_{\text{ср}} = 3,425 \cdot 20 = 68,5 \text{ г/моль}$$

$$\text{Для безводной соли } M_{\text{ср}} = (200,6 + 2 \cdot 46 + 32)/4 = 81,15 \text{ г/моль}$$

Следовательно, при выпаривании раствора образовался кристаллогидрат $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Определим его состав:

$$M_{\text{ср}} = (200,6 + 2 \cdot 46 + 32 + 18x)/(4 + x) = 68,5 \text{ г/моль,}$$

Откуда $x = 1$. В реакциях участвовал кристаллогидрат $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

3-2. В водном растворе хлороводорода растворилось $10,0 \cdot 0,0671 = 0,671$ г металла. Для металла валентности n количество выделяющегося водорода соотносится с молярной массой металла M следующим образом:

$$M/n - 0,5 \text{ моль водорода} - 11,2 \text{ л водорода (н.у.)}$$

Тогда можно составить пропорцию:

$$M/n - 11,2 \text{ л}$$

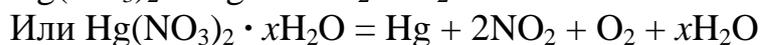
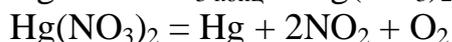
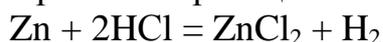
$$0,671 \text{ г} - 0,23 \text{ л}$$

$$\text{Тогда } M/n = 11,2 \cdot 0,671/0,23 = 32,67 \text{ г/моль}$$

При $n = 2$ получаем, что один из металлов – **цинк**

Второй металл обработали азотной кислотой – при этом, очевидно, получили нитрат, сухой остаток прокалили, получив при этом только газообразные продукты. Данному условию удовлетворяет только ртуть. Следовательно, **сплав содержал цинк(6,71 масс.%) и ртуть (93,29 масс.%)**. Такой сплав называется **амальгама цинка**.

Уравнения реакций:



Для выбора между двумя последними вариантами воспользуемся информацией об относительной плотности газообразных продуктов.

Средняя молярная масса газообразных продуктов составит:

$$M_{\text{ср}} = 3,425 \cdot 20 = 68,5 \text{ г/моль}$$

$$\text{Для безводной соли } M_{\text{ср}} = (200,6 + 2 \cdot 46 + 32)/4 = 81,15 \text{ г/моль}$$

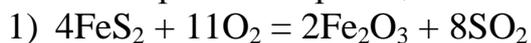
Следовательно, при выпаривании раствора образовался кристаллогидрат $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Определим его состав:

$$M_{\text{ср}} = (200,6 + 2 \cdot 46 + 32 + 18x)/(4 + x) = 68,5 \text{ г/моль,}$$

Откуда $x = 1$. В реакциях участвовал кристаллогидрат $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

4. Темы: «Свойства неорганических веществ», «Расчеты по уравнениям химических реакций»

4-1. Уравнения реакций.



- 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{H}_2 + \text{FeCl}_2$
- 4) $2\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
- 6) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = 3\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_3$
- 7) $2\text{FeCl}_3 + 6\text{KI} = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2\downarrow + 6\text{KCl}$
- 8) $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$

Расчеты по формулам и уравнения реакций.

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \cdot 0,05 = 0,005 \text{ моль}$$

Из уравнения реакции №8 $n(\text{I}_2) = 0,0025 \text{ моль}$

Из уравнения реакции №7 $n(\text{FeCl}_3) = 0,005 \text{ моль}$

$$\text{FeS}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \quad n(\text{FeS}_2) = 0,005 \text{ моль}$$

$$m(\text{FeS}_2) = 0,005 \cdot 120 = 0,6 \text{ г}$$

$$m(\text{пустой породы}) = 0,5 \text{ г}; \quad \omega\%(\text{пустой породы}) = 0,5 \cdot 100\% / 1,1 = 45,4\%$$

Ответ. 45,4%

4-2. Уравнения реакций.

- 1) $4\text{CuFeS}_2 + 13\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{CuO} + 8\text{SO}_2$
- 2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{H}_2 + \text{FeCl}_2$
- 5) $2\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
- 7) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = 3\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_3$
- 8) $2\text{FeCl}_3 + 6\text{KI} = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2\downarrow + 6\text{KCl}$
- 9) $\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$

Расчеты по формулам и уравнения реакций.

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,2 \cdot 0,05 = 0,01 \text{ моль}$$

Из уравнения реакции №8 $n(\text{I}_2) = 0,005 \text{ моль}$

Из уравнения реакции №7 $n(\text{FeCl}_3) = 0,01 \text{ моль}$

$$\text{CuFeS}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \quad n(\text{CuFeS}_2) = 0,01 \text{ моль}$$

$$m(\text{CuFeS}_2) = 0,01 \cdot 183,5 = 1,835 \text{ г}$$

$$m(\text{пустой породы}) = 0,665 \text{ г}; \quad \omega\%(\text{пустой породы}) = 0,665 \cdot 100\% / 2,5 = 26,6\%$$

Ответ. 26,6%

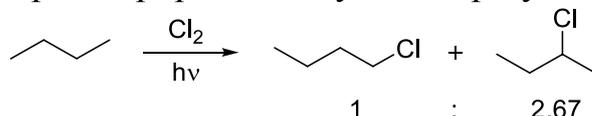
5. Темы: «Алканы», «Скорость химической реакции»

5-1. Как известно, такое соотношение продуктов характерно для моногалогенирования.

В молекуле бутана имеются 6 атомов водорода при первичном и 4 атома водорода при вторичном атоме углерода, то есть, доли атомов водорода при первичных и вторичных атомах углерода равны:

$$w_1 = 6/(6 + 4) = 0,6 \text{ и } w_2 = 4/(6 + 4) = 0,4$$

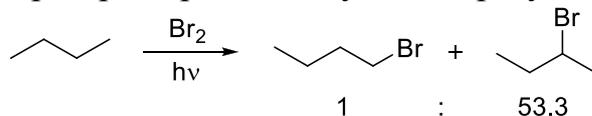
При хлорировании бутана образуются 1-хлорбутан и 2-хлорбутан:



Соотношение продуктов, 2-хлорбутана и 1-хлорбутана, определяется соотношением

$$(k_2 \cdot w_2) : (k_1 \cdot w_1) = (4 \cdot 0,4) : (1 \cdot 0,6) = 2,67.$$

При бромировании бутана образуются 1-бромбутан и 2-бромбутан:

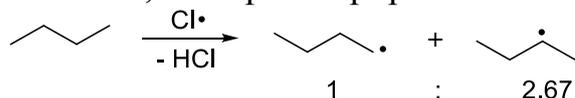


Соотношение продуктов, 2-бромбутана и 1-бромбутана, определяется соотношением

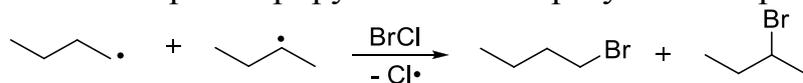
$$(k_2 \cdot w_2) : (k_1 \cdot w_1) = (80 \cdot 0,4) : (1 \cdot 0,6) = 53,3$$

При действии на бутан эквимольной смеси хлора и брома на свету можно ожидать образование интергалогенида BrCl , который в данном случае и будет являться галогенирующим агентом. На свету происходит его распад на радикалы: $\text{BrCl} \rightarrow \text{Br}\cdot + \text{Cl}\cdot$

Радикал хлора является более активным, он первый реагирует с бутаном, при этом, очевидно, соотношение образующихся из бутана радикалов должно быть таким же, как при хлорировании:



Далее происходит взаимодействие последних с молекулой BrCl , в результате чего регенерируется $\text{Cl}\cdot$ и образуются 1-бромбутан и 2-бромбутан:



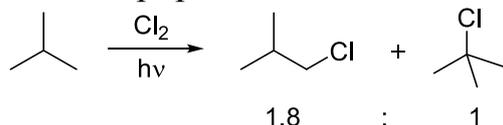
Таким образом, при действии на бутан эквимольной смеси хлора и брома на свету наиболее вероятно было бы ожидать образование 1-бромбутана и 2-бромбутана в соотношении, характерном для хлорирования ($\approx 1 : 2,5$).

5-2. Как известно, такое соотношение продуктов характерно для моногалогенирования.

В молекуле 2-метилпропана имеются 9 атомов водорода при первичном и 1 атом водорода при третичном атоме углерода, то есть доли атомов водорода при первичных и третичных атомах углерода равны:

$$w_1 = 9/(9 + 1) = 0,9 \text{ и } w_3 = 1/(9 + 1) = 0,1$$

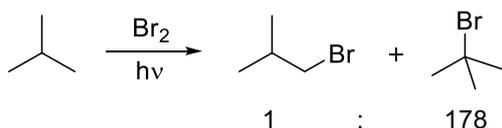
При хлорировании 2-метилпропана образуются 2-метил-1-хлорпропан и 2-метил-2-хлорпропан:



Соотношение продуктов, 2-метил-1-хлорпропана и 2-метил-2-хлорпропана, определяется соотношением:

$$(k_1 \cdot w_1) : (k_3 \cdot w_3) = (1 \cdot 0,9) : (5 \cdot 0,1) = 1,8$$

При бромировании 2-метилпропана образуются 1-бром-2-метилпропан и 2-бром-2-метилпропан:

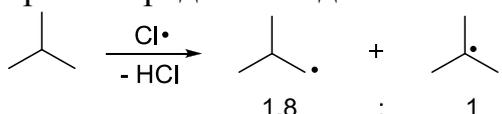


Соотношение продуктов, 2-бром-2-метилпропана и 1-бром-2-метилпропана, определяется соотношением:

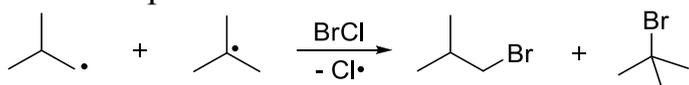
$$(k_3 \cdot w_3) : (k_1 \cdot w_1) = (1600 \cdot 0.1) : (1 \cdot 0.9) = 178.$$

При действии на 2-метилпропанэквимолярной смеси хлора и брома на свету можно ожидать образование интергалогенида BrCl , который в данном случае и будет являться галогенирующим агентом. На свету происходит его распад на радикалы: $\text{BrCl} \rightarrow \text{Br}\cdot + \text{Cl}\cdot$

Радикал хлора является более активным, он первый реагирует с 2-метилпропаном, при этом, очевидно, соотношение образующихся из 2-метилпропана радикалов должно быть таким же, как при хлорировании:



Далее происходит взаимодействие последних с молекулой BrCl , в результате чего регенерируется $\text{Cl}\cdot$ и образуются 1-бром-2-метилпропан и 2-бром-2-метилпропан:



Таким образом, при действии на 2-метилпропанэквимолярной смеси хлора и брома на свету наиболее вероятно было бы ожидать образование 1-бром-2-метилпропана и 2-бром-2-метилпропана в соотношении, характерном для хлорирования ($\approx 2 : 1$).

6. Проверяемые темы: «Углеводороды», «Изомерия».

6-1. По уравнению Менделеева-Клапейрона рассчитаем молекулярную массу углеводорода X :

$$P \cdot V = (m/M) \cdot R \cdot T, \quad M = m \cdot R \cdot T / (p \cdot V)$$

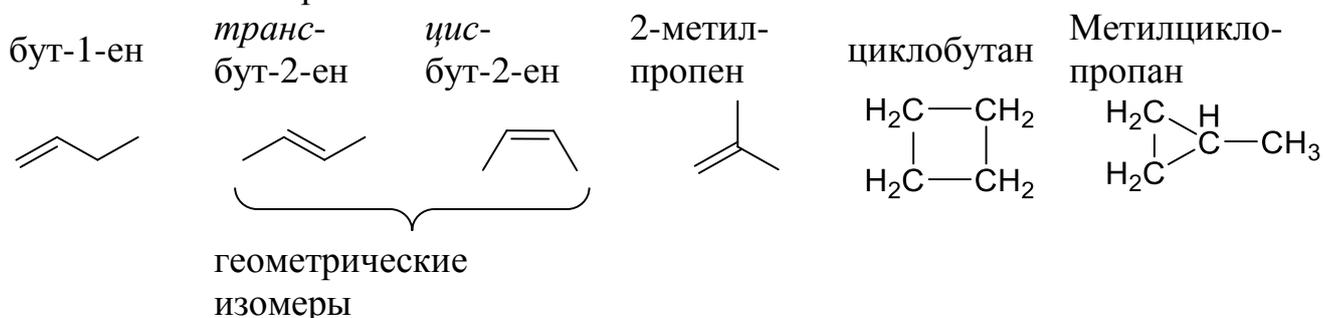
Учтём, что $p = 101325 \text{ Па}$, $V = 0,001 \text{ м}^3$, $m = 2,276 \text{ г}$, $T = 300 \text{ К}$,

$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$.

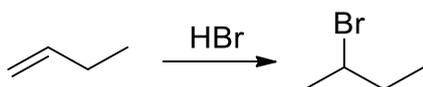
$$M(X) = 2,276 \cdot 8,31 \cdot 300 / (101325 \cdot 0,001) = 56 \text{ г/моль}.$$

Тогда единственная разумная брутто-формула для углеводорода $X - \text{C}_4\text{H}_8$.

Возможные изомеры:



Из них наименее замещённым алкеном является бут-1-ен. Он присоединяет HBr по правилу Марковникова, при этом образуется 2-бромбутан.



6-2. По уравнению Менделеева-Клапейрона рассчитаем молекулярную массу углеводорода X:

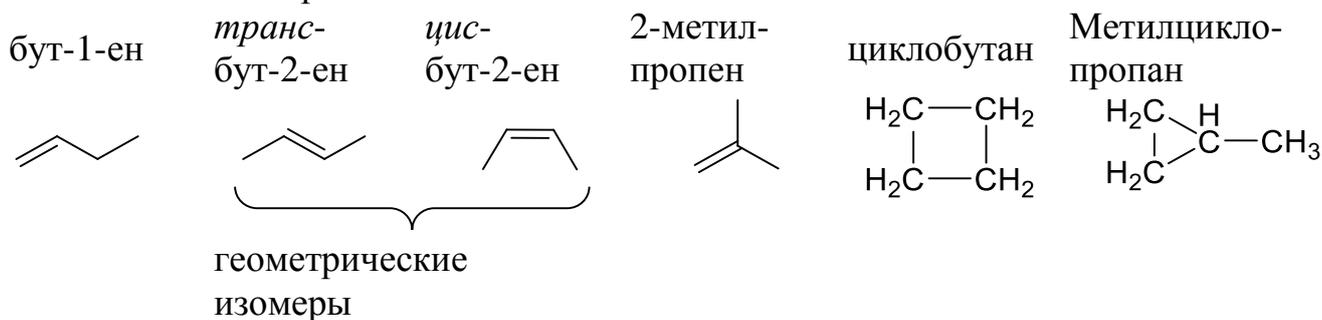
$$p \cdot V = (m/M) \cdot R \cdot T, \quad M = m \cdot R \cdot T / (p \cdot V)$$

Учтём, что $p = 100000 \text{ Па}$, $V = 1 \text{ м}^3$, $m = 2174 \text{ г}$, $T = 310 \text{ К}$, $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$.

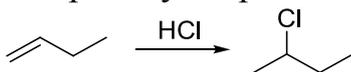
$$M(X) = 2174 \cdot 8,31 \cdot 310 / (100000 \cdot 1) = 56 \text{ г/моль.}$$

Тогда единственная разумная брутто-формула для углеводорода X – C_4H_8 .

Возможные изомеры:



Из них наименее замещённым алкеном является бут-1-ен. Он присоединяет HCl по правилу Марковникова, при этом образуется 2-хлорбутан.



7-1. 1. При растворении в воде образуется голубой раствор. Такая окраска характерна для растворов солей меди(2+), она определяется присутствием гидратированного иона меди.

2. При добавлении щелочи выпадает голубой студенистый осадок, растворимый в кислотах и нерастворимый в щелочах (при не слишком высоких концентрациях) – речь идет, по-видимому, о гидроксиде меди(II).

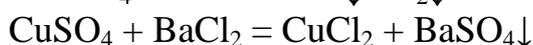
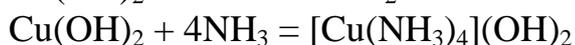
3. Для гидроксида меди(II) характерно легкое растворение в водном растворе аммиака с образованием ярко-синих аммиачных комплексов.

4. Ион меди(2+) легко окисляет иодид-ион до иода.

5. Образование белого осадка при добавлении раствора соли бария указывает на присутствие сульфат-аниона (карбонат и сульфит не подходят, поскольку в этом случае растворение исходной соли в воде сопровождалось бы выделением газа вследствие создания кислой среды при гидролизе иона меди).

Таким образом, исходное вещество X – CuSO_4 .

Уравнения реакций:



Безводный сульфат меди легко поглощает влагу из воздуха, превращаясь в кристаллогидрат, потому его хранят в бьюксе, дополнительно затянутом фторопластовой лентой.

7-2. 1. При растворении в воде образуется желтый раствор. Такая окраска характерна для растворов солей железа(3+), она определяется присутствием гидролизованного иона меди.

2. При добавлении щелочи выпадает бурый осадок, растворимый в кислотах и нерастворимый в щелочах (при не слишком высоких концентрациях) – речь идет, по-видимому, о гидроксиде железа(III).

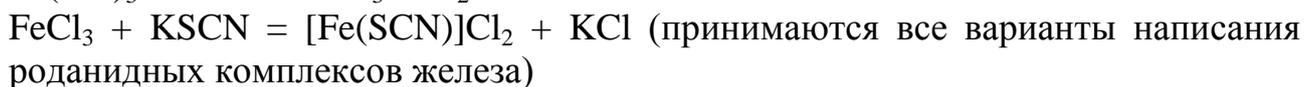
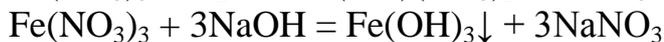
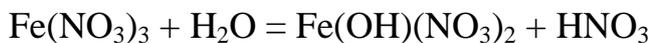
3. При добавлении к раствору исходного вещества роданида (тиоцианата) калия возникает красное окрашивание – данная реакция является качественной на ион Fe(3+).

4. Ион железа(3+) легко окисляет иодид-ион до иода.

5. Выделение бурого газа при добавлении к раствору исходного вещества концентрированной серной кислоты и медной проволоки указывает на наличие нитрат-ионов (восстановление последнего до NO₂)

Таким образом, исходное вещество Y – Fe(NO₃)₃ (точнее, Fe(NO₃)₃*9H₂O)

Реакции:

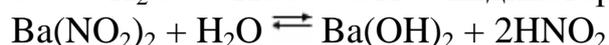
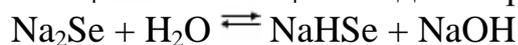
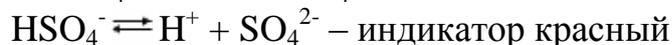
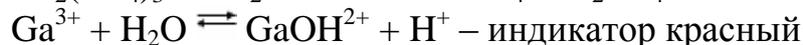
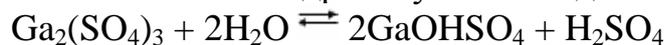


Данный кристаллогидрат нитрата железа легко поглощает влагу из воздуха, подвергаясь при этом гидролизу, потому его хранят в бюксе, дополнительно затянутом фторопластовой лентой.

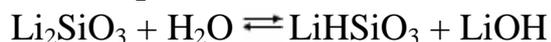
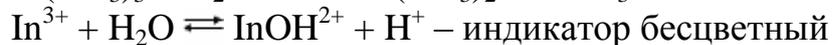
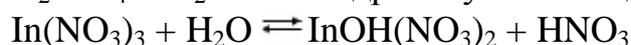
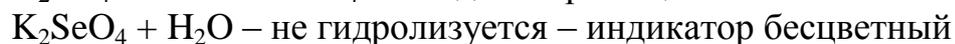
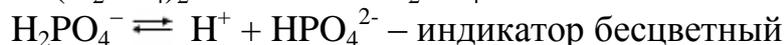
11 класс.

1. Темы: «Диссоциация», «Гидролиз», «Кислотно-основные индикаторы»

1-1. RbI – не гидролизует – индикатор оранжевый



1-2. CsBr – не гидролизует – индикатор бесцветный

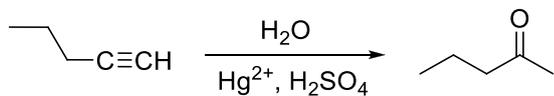




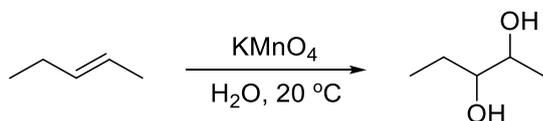
2. Тема: «Характерные реакции различных классов углеводородов»

2-1.

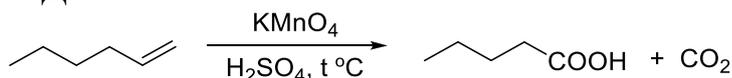
1-В



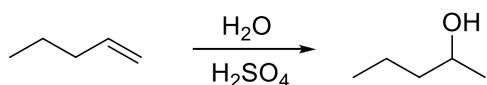
2-А



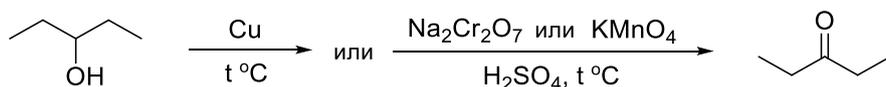
3-Д



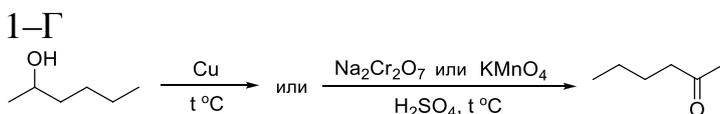
4-Б



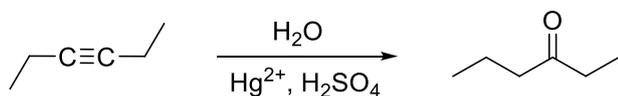
5-Г



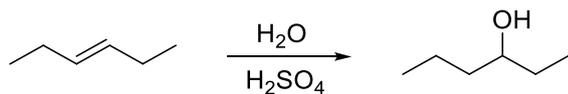
2-2.



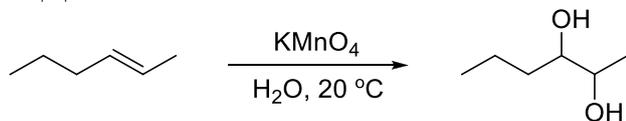
2-В



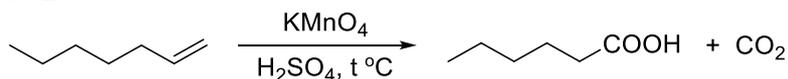
3-А



4-Д

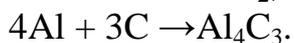
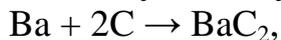


5-Б

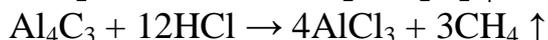
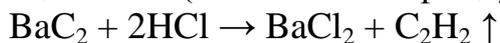


3. Темы: «Карбиды металлов», «Стехиометрические расчеты»

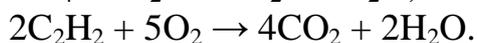
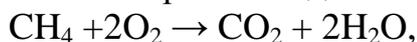
3-1. При прокаливании активных металлов с избытком порошка графита без доступа воздуха образуются карбиды:



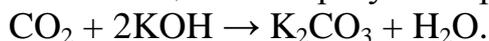
Взаимодействие воды или разбавленной соляной кислоты с карбидом алюминия Al_4C_3 приводит к выделению метана, а с карбидом бария BaC_2 – ацетилена (аналогично карбиду кальция CaC_2).



Сгорание выделившихся газов в кислороде:



Продукты сгорания – это смесь углекислого газа и паров воды. При пропускании их через охлажденный раствор щёлочи водяные пары поглощаются раствором, а углекислый газ реагирует с гидроксидом калия. При избытке щёлочи образуется средняя соль:



Если углекислого газа больше, чем необходимо для перевода гидроксида калия в карбонат, то средняя соль в водном растворе дальше реагирует с CO_2 с образованием гидрокарбоната:



Связь между $n(CO_2) : n(KOH)$ и составом получающегося раствора приведена в таблице.

Взаимодействие CO_2 с раствором щелочи		
$n(CO_2) \leq n(KOH)/2$	$n(KOH) \geq n(CO_2) > n(KOH)/2$	$n(CO_2) > n(KOH)$
гидроксид калия в избытке; в растворе смесь щёлочи и средней соли	образование кислой соли из средней; в растворе смесь кислой и средней солей	избыток углекислого газа; в растворе только кислая соль
$CO_2 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$	$CO_2 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow 2KHCO_3$	CO_2 уже не поглощается

$$n(CH_4 + C_2H_2) = V(CH_4 + C_2H_2)/V_0 = 1,792/22,4 = 0,08 \text{ моль.}$$

Пусть образовалось x моль метана и y моль ацетилена. Тогда $x + y = 0,08$ (моль).

x моль метана могло образоваться только из $4/3x$ исходных моль алюминия, а y моль ацетилена – из y исходных моль бария. Тогда

$$m(Al) + m(Ba) = n(Al) \cdot M(Al) + n(Ba) \cdot M(Ba) = 4/3 \cdot 27x + 137y = 5,46 \text{ г}$$

Получаем систему двух уравнений

$$x + y = 0,08$$

$$36x + 137y = 5,46$$

решение которой – $x = 0,054$ моль и $y = 0,026$ моль

Продукты сгорания – это смесь $x + 2y = 0,106$ моль углекислого газа и $2x + y = 0,134$ моль водяных паров. При пропускании их через охлажденный раствор щёлочи водяные пары поглощаются раствором, а углекислый газ реагирует с гидроксидом калия.

Водный раствор щёлочи содержит $m(KOH) = 560 \cdot 1 \% = 5,6$ г или $n(KOH) = m(KOH)/M(KOH) = 5,6/56 = 0,1$ моль.

Видно, что $n(\text{CO}_2) > n(\text{KOH})$, углекислый газ в избытке. Следовательно, в растворе после поглощения продуктов сгорания будет только кислая соль KHCO_3 .

Расчет количества поглотившегося CO_2 и образовавшегося гидрокарбоната будем вести по щёлочи.

$$n(\text{погл. CO}_2) = n(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль}, m(\text{погл. CO}_2) = 0,1 \cdot 44 = 4,4 \text{ г};$$

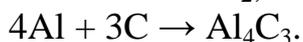
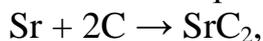
$$n(\text{KHCO}_3) = n(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль}, m(\text{KHCO}_3) = 0,1 \cdot 100 = 10,0 \text{ г}$$

Масса раствора (не забываем о поглощенных раствором водяных парах и части CO_2): $m(\text{конечный раствор}) = m(\text{исходный раствор}) + m(\text{погл. CO}_2) + m(\text{водяной пар}) = 560 + 4,4 + 0,134 \cdot 18 = 566,8 \text{ г}$.

Массовая доля гидрокарбоната калия в образовавшемся растворе:

$$w(\text{KHCO}_3) = m(\text{KHCO}_3)/m(\text{конечный раствор}) = 10,0/566,8 = 0,0176 = 1,76 \% \text{ (масс.)}$$

3-2. При прокаливании без доступа воздуха активных металлов с избытком порошка графита образуются карбиды:



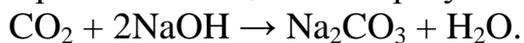
Взаимодействие воды или разбавленной соляной кислоты с карбидом алюминия Al_4C_3 приводит к выделению метана, а с карбидом стронция SrC_2 – ацетилена (аналогично карбиду кальция CaC_2).



Сгорание выделившихся газов в кислороде:



Продукты сгорания – это смесь углекислого газа и паров воды. При пропускании их через охлажденный раствор щёлочи водяные пары поглощаются раствором, а углекислый газ реагирует с гидроксидом натрия. При избытке щёлочи образуется средняя соль:



Если углекислого газа больше, чем необходимо для перевода гидроксида натрия в карбонат, то средняя соль в водном растворе дальше реагирует с CO_2 с образованием гидрокарбоната: $\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$.

Связь между $n(\text{CO}_2) : n(\text{NaOH})$ и составом получающегося раствора приведена в таблице.

Взаимодействие CO_2 с раствором щелочи		
$n(\text{CO}_2) \leq n(\text{NaOH})/2$	$n(\text{NaOH}) \geq n(\text{CO}_2) > n(\text{NaOH})/2$	$n(\text{CO}_2) > n(\text{NaOH})$
гидроксид натрия в избытке; в растворе смесь щёлочи и средней соли	образование кислой соли из средней; в растворе смесь кислой и средней солей	избыток углекислого газа; в растворе только кислая соль
$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$	CO_2 уже не поглощается

$$n(\text{CH}_4 + \text{C}_2\text{H}_2) = V(\text{CH}_4 + \text{C}_2\text{H}_2)/V_0 = 6,72/22,4 = 0,3 \text{ моль}.$$

Пусть образовалось x моль метана и y моль ацетилена. Тогда $x + y = 0,3$ (моль).

x моль метана могло образоваться только из $4/3x$ моль алюминия, а y моль ацетилена из y моль стронция. Тогда $m(\text{Al}) + m(\text{Sr}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) + n(\text{Sr}) \cdot M(\text{Sr}) = 4/3 \cdot x \cdot 27 + y \cdot 88 = 14,2$ г

Получаем систему двух уравнений

$$x + y = 0,3$$

$$36x + 88y = 14,2$$

решение которой $x = 0,235$ моль и $y = 0,065$ моль.

Продукты сгорания – это смесь $x + 2y = 0,365$ моль углекислого газа и $2x + y = 0,535$ моль водяных паров. При пропускании их через охлажденный раствор щёлочи водяные пары поглощаются раствором, а углекислый газ реагирует с гидроксидом натрия.

Водный раствор щёлочи содержит $m(\text{NaOH}) = 400 \cdot 2\% = 8$ г или $n(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/M(\text{NaOH}) = 8/40 = 0,2$ моль.

Видно, что $n(\text{CO}_2) > n(\text{NaOH})$, углекислый газ в избытке. Следовательно, в растворе после поглощения продуктов сгорания будет только кислая соль NaHCO_3 .

Расчет количества поглотившегося CO_2 и образовавшегося гидрокарбоната будем вести по щёлочи.

$n(\text{погл. CO}_2) = n(\text{NaOH}) = 0,365$ моль, $m(\text{погл. CO}_2) = 0,2 \cdot 44 = 8,8$ г;

$n(\text{NaHCO}_3) = n(\text{NaOH}) = 0,2$ моль, $m(\text{NaHCO}_3) = 0,2 \cdot 84 = 16,8$ г.

Масса раствора (не забываем о поглощенных раствором водяных парах и части CO_2):

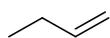
$m(\text{конечный раствор}) = m(\text{исходный раствор}) + m(\text{погл. CO}_2) + m(\text{водяной пар}) = 400 + 8,8 + 0,535 \cdot 18 = 418,43$ г.

Массовая доля гидрокарбоната натрия в образовавшемся растворе:

$w(\text{NaHCO}_3) = m(\text{NaHCO}_3)/m(\text{конечный раствор}) = 16,8/418,43 = 0,040 = 4,0\%$ (масс.).

4. Темы: «Тепловой эффект реакции», «Диеновые углеводороды», «Эффект сопряжения»

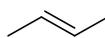
4-1



бут-1-ен

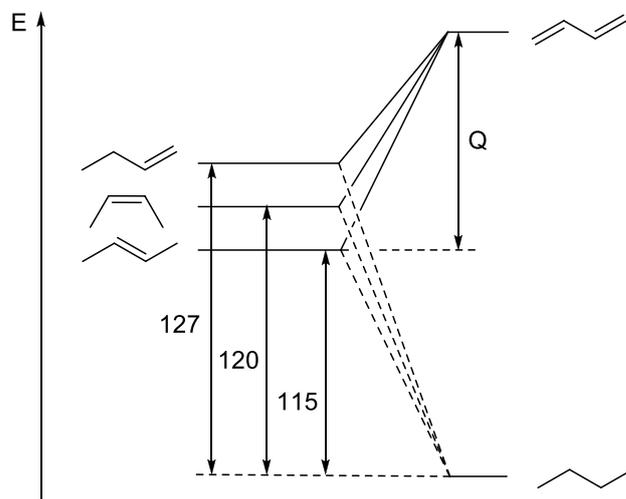


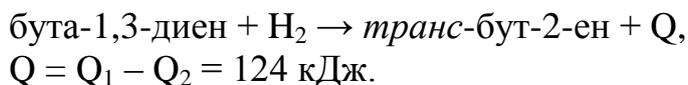
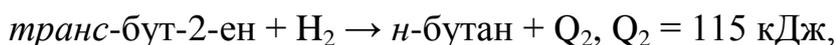
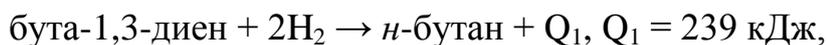
цис-бут-2-ен



транс-бут-2-ен

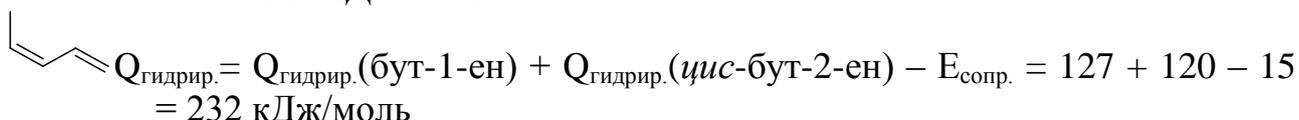
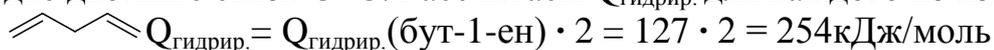
Чем больше теплота гидрирования, тем выше по энергии находится алкен. При неполном гидрировании бутадиена следует ожидать образование в наибольшем количестве *транс*-бут-2-ена, поскольку в этом случае реакция будет наиболее экзотермичной. Теплота неполного гидрирования в *транс*-бут-2-ен (Q)равна:





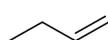
Бута-1,3-диен содержит две монозамещённые двойные связи C=C. Если бы эти связи не взаимодействовали между собой, то теплота гидрирования бута-1,3-диена равнялась бы удвоенной теплоте гидрирования бут-1-ена 127 · 2 = 254 кДж/моль. Реальная теплота гидрирования бута-1,3-диена равняется 239 кДж/моль. Разница 254 – 239 = 15 кДж/моль и есть энергия сопряжения.

Исходя из данных таблицы, теплота гидрирования неизвестного линейного углеводорода (232 кДж/моль) наиболее близка к теплоте гидрирования бута-1,3-диена, то есть X должен содержать две двойные связи C=C. Существует 3 линейных углеводорода, содержащих 5 атомов углерода и две двойные связи C=C. Рассчитаем Q_{гидрир.} для каждого из изомеров:



Таким образом, углеводород X – *цис*-пента-1,3-диен.

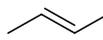
4-2.



бут-1-ен

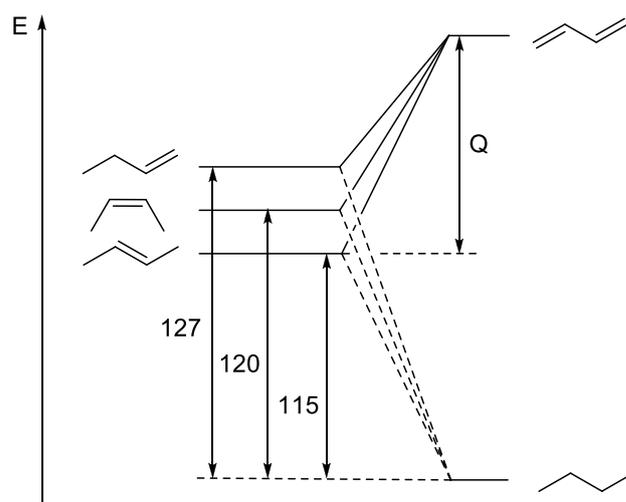
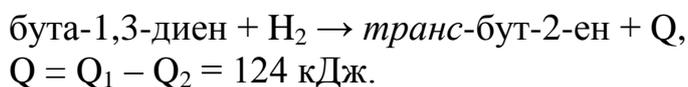
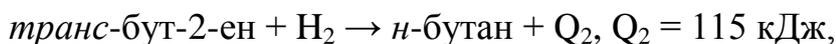
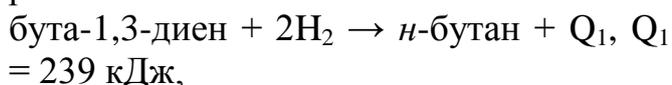


цис-бут-2-ен



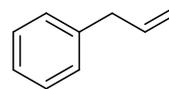
транс-бут-2-ен

Чем больше теплота гидрирования, тем выше по энергии находится алкен. При неполном гидрировании бутадиена следует ожидать образование в наибольшем количестве *транс*-бут-2-ена, поскольку в этом случае реакция будет наиболее экзотермичной. Теплота неполного гидрирования в *транс*-бут-2-ен (Q) равна:



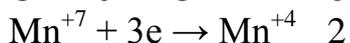
Формально бензол содержит три такие же двойные связи С=С, как в циклогексене (*цис*-дизамещённые). Если бы эти связи не взаимодействовали между собой, то теплота гидрирования бензола приблизительно равнялась бы утроенной теплоте гидрирования *цис*-бут-2-ена $120 \cdot 3 = 360$ кДж/моль. Реальная теплота гидрирования бензола равняется 206 кДж/моль. Разница $360 - 206 = 154$ кДж/моль и есть энергия сопряжения.

Исходя из данных таблицы, теплота гидрирования неизвестного углеводорода (333 кДж/моль) есть сумма теплот гидрирования бензола (206 кДж/моль) и бут-1-ена (127 кДж/моль), то есть **У** должен содержать бензольное кольцо и концевую изолированную двойную связь С=С. Из углеводородов состава C_9H_{10} этому условию удовлетворяет только аллилбензол (углеводород **У**). Замещённые стиролы, у которых двойная связь С=С сопряжена с бензольным кольцом, лежат ниже по энергии, чем аллилбензол. Соответственно, их теплоты гидрирования будут ниже.



5. Темы: «Алкены», «Расчеты по уравнениям химических реакций», «Относительная плотность газа», «Средняя молярная масса газовой смеси».

5-1. Разбавленный водный раствор перманганата калия взаимодействует с этиленом. При 0 °С образуется этиленгликоль (этан-1,2-диол):



Найдем состав исходной газовой смеси. Пусть x – мольная доля пропана, тогда доля этилена $(1 - x)$. Среднюю молярную массу смеси $M_{\text{сред}}$ можно найти по формуле: $M_{\text{сред}} = 44x + 28 \cdot (1 - x)$, где 44 и 28 – молярные массы этана и этилена. С другой стороны нам известна относительная плотность смеси по метану D_{CH_4} , которая связана с $M_{\text{сред}}$ формулой: $M_{\text{сред}} = D_{CH_4} \cdot M(CH_4) \Rightarrow$

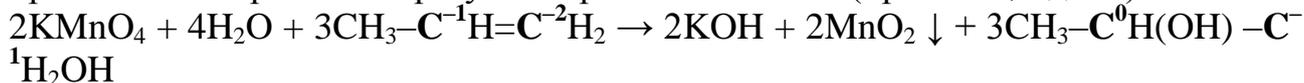
$$M_{\text{сред}} = 2,15 \cdot 16 = 34,4 \text{ г/моль}$$

Решая уравнение $34,4 = 44x + 28 \cdot (1 - x)$, находим $x = 0,4$.

В 5 л смеси содержится $5x = 5 \cdot 0,4 = 2$ л пропана.

Ответ: 2 л пропана; $2KMnO_4 + 4H_2O + 3C_2H_4 = 2KOH + 2MnO_2 \downarrow + 3HOCH_2CH_2OH$.

5-2. Разбавленный водный раствор перманганата калия взаимодействует с пропиленом. При 0 °С образуется пропиленгликоль (пропан-1,2-диол):



Формальные степени окисления углерода в пропилене и пропиленгликоле выделены верхним индексом при соответствующих атомах углерода.

Найдем состав исходной газовой смеси. Пусть x – молярная доля метана, тогда доля пропилена $(1 - x)$. Среднюю молярную массу смеси $M_{\text{сред}}$ можно найти по формуле: $M_{\text{сред}} = 16x + 42 \cdot (1 - x)$, где 16 и 42 – молярные массы (в г/моль) метана и пропилена. С другой стороны нам известна относительная плотность смеси по этану $D_{C_2H_6}$, которая связана с $M_{\text{сред}}$ формулой:

$$M_{\text{сред}} = D_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6) \Rightarrow M_{\text{сред}} = 0,75 \cdot 30 = 22,5 \text{ г/моль}$$

Решая уравнение $22,5 = 16x + 42 \cdot (1 - x)$, находим $x = 0,75$.

В 12 л смеси содержится $12x = 12 \cdot 0,75 = 9$ л метана.

Ответ: 9 л метана; $2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{C}_3\text{H}_6 = 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2 \downarrow + 3\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$.

6. Темы: «Углеводороды», «Изомерия», «Определение молярной массы углеводорода по массовой доле элемента»

6-1. Так как при гидрогалогенировании углеводорода X образуется моногалогенпроизводное, то разница в массе между X и Y соответствует массе присоединившегося галогеноводорода.

Отсюда можно рассчитать молекулярную массу углеводорода X:

$$n(\text{HHal}) = n(\text{X}) = (1,964 - 1,000)/M(\text{HHal}) = 0,964/M(\text{HHal})$$

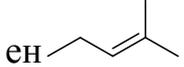
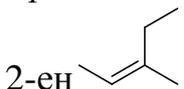
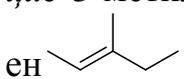
$$M(\text{X}) = m(\text{X})/n(\text{X}) = 1,000 \cdot M(\text{HHal})/0,964 = 1,0373 \cdot M(\text{HHal})$$

Составим таблицу:

HHal	M (HHal), г/моль	n (X), моль	M (X), г/моль	X
HF	20	0.0482	20.75	-
HCl	36.5	0.0264	37.86	$\approx \text{C}_3\text{H}_2$
HBr	81	0.0119	84.0	C_6H_{12}
HI	128	0.00753	132.77	$\approx \text{C}_{10}\text{H}_{12}$

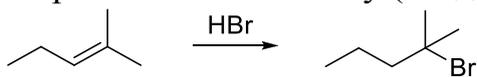
В случае HF, HCl и HI для X нет разумных брутто-формул. Получаем, что галогеноводород – это HBr, а брутто формула углеводорода X - C_6H_{12} . Углеводород X содержит либо одну двойную связь, либо циклопропановое кольцо. Остальные циклические углеводороды с большим циклом не присоединяют галогеноводороды. Однако производное циклопропана также отпадает, поскольку циклопропановое кольцо устойчиво к действию окислителей. То есть углеводород X – алкен.

Для алкена C_6H_{12} имеется 17 изомеров, включая геометрические изомеры. Поскольку при окислении X образуется кетон и карбоновая кислота, то двойная связь должна иметь три заместителя. Подходящие структурные формулы алкенов представлены в таблице:

Алкен	Продукты окисления
2-метилпент-2-ен 	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ + 
транс-3-метилпент-2-ен 	CH_3COOH + 
цис-3-метилпент-2-ен 	CH_3COOH + 

Уксусная кислота содержит $12 \cdot 2/60 = 40\%$ углерода по массе. Пропионовая кислота содержит $12 \cdot 3/74 = 48,6\%$ углерода, что соответствует условию задачи. То есть углеводород X – 2-метилпент-2-ен. Присоединение

HBr к 2-метилпент-2-ену происходит по правилу Марковникова и приводит к 2-бром-2-метилпентану (соединение Y).



6-2. Так как при гидрогалогенировании углеводорода X образуется моногалогенпроизводное, то разница в массе между X и Y соответствует массе присоединившегося галогеноводорода.

Отсюда можно рассчитать молекулярную массу углеводорода X:

$$n(\text{HHal}) = n(\text{X}) = (1.964 - 1.000) / M(\text{HHal}) = 0.964 / M(\text{HHal})$$

$$M(\text{X}) = m(\text{X}) / n(\text{X}) = 1.000 * M(\text{HHal}) / 0.964 = 1.0373 * M(\text{HHal})$$

Составим таблицу:

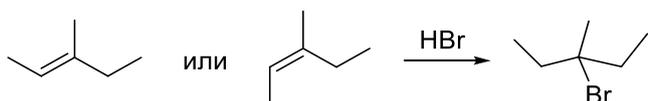
HHal	M (HHal), г/моль	n (X), моль	M (X), г/моль	X
HF	20	0.0482	20.75	-
HCl	36.5	0.0264	37.86	$\approx \text{C}_3\text{H}_2$
HBr	81	0.0119	84.0	C_6H_{12}
HI	128	0.00753	132.77	$\approx \text{C}_{10}\text{H}_{12}$

В случае HF, HCl и HI для X нет разумных брутто-формул. Получаем, что галогеноводород – это HBr, а брутто формула углеводорода X - C_6H_{12} . Углеводород X содержит либо одну двойную связь, либо циклопропановое кольцо. Остальные циклические углеводороды с большим циклом не присоединяют галогеноводороды. Однако производное циклопропана также отпадает, поскольку циклопропановое кольцо устойчиво к действию окислителей. То есть углеводород X – алкен.

Для алкена C_6H_{12} имеется 17 изомеров, включая геометрические изомеры. Поскольку при окислении X образуется кетон и карбоновая кислота, то двойная связь должна иметь три заместителя. Подходящие структурные формулы алкенов представлены в таблице:

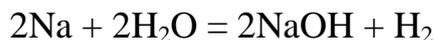
Алкен	Продукты окисления
2-метилпент-2-ен 	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ +
<i>транс</i> -3-метилпент-2-ен 	CH_3COOH +
<i>цис</i> -3-метилпент-2-ен 	CH_3COOH +

Пропионовая кислота содержит $12 * 3 / 74 = 48.6\%$ углерода по массе. Уксусная кислота содержит $12 * 2 / 60 = 40\%$ углерода, что соответствует условию задачи. То есть углеводород X – *цис*- или *транс*-3-метилпент-2-ен. Присоединение HBr к *цис*- или *транс*-3-метилпент-2-ену происходит по правилу Марковникова и приводит к 3-бром-3-метилпентану (соединение Y).



3.2. Заключительный (городской) этап. Теоретический тур. 8 класс

1. Темы: «Щелочные металлы», «Массовая доля растворенного вещества»



При добавлении металлического натрия к избытку воды образуется водный раствор гидроксида натрия (едкого натра) и выделяется газообразный водород.

Кол-во натрия $50/23 = 2,17$ моль, соответственно, масса щелочи $2,17 \cdot 40 = 87$ г.

Общая масса раствора = исходная масса воды + исходная масса натрия – масса газообразного водорода = $200 + 50 - 2,17 \cdot 2 = 245,7$ г.

Массовая доля щелочи будет равна $87/245,7 = 0,354$ или **35,4 % (масс)**.

Массовая доля воды находится по разности: $100 - 35,4 = 64,6$ % (масс).

2. Темы: «Кристаллогидраты», «Тривиальные названия неорганических веществ», «Количество вещества. Число Авогадро»

А) Формула пентагидрата сульфата меди(II): $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Тривиальное название этого соединения – медный купорос.

Количество медного купороса $100/249,7 = 0,400$ моль, а воды в данном количестве кристаллогидрата $0,400 \cdot 5 = 2,00$ моль.

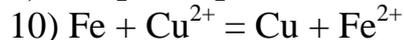
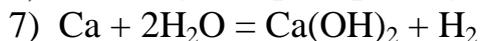
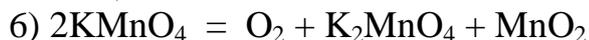
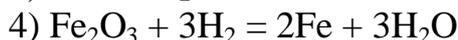
Количество молекул воды $6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2,00 = 12,042 \cdot 10^{23}$

Б) Формула $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Тривиальное название этого соединения – железный купорос.

Количество кристаллогидрата $(30 \text{ г}) / (278,0 \text{ г/моль}) = 0,108$ моль, а воды в данном количестве кристаллогидрата $0,108 \cdot 7 = 0,755$ моль.

Количество молекул воды $(6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}) \cdot (0,755 \text{ моль}) = 4,549 \cdot 10^{23}$

3. Тема: «Типы химических реакций»



Реак	Реак	Реакция	обмена	Реакция	замещения	Окислит
------	------	---------	--------	---------	-----------	---------

ция соед инен ия	ция разл ожен ия	(взаимодействие двух сложных веществ с образованием двух других сложных веществ)	(взаимодействие простого вещества со сложным, в результате которого образуются другие – простое и сложное – вещества)	ельно- восстано вительна я реакция
2, 3, 8	6	1, 5а	4, 7, 10	3, 4, 5б, 6, 7, 8, 9, 10

4. Темы: «Количество вещества», «Стехиометрические расчеты»

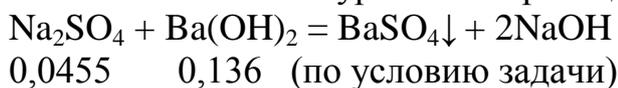
I. Расчет по формулам.

Согласно условию задачи $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) : n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 1 : 3$, $n(\text{атомы соли и щелочи}) = 1$ моль.

Пусть $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = x$ моль, тогда $n(\text{атомы соли}) = 7x$, $n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 3x$ моль, $n(\text{атомы щелочи}) = 5 \cdot 3x = 15x$.

Так как $n(\text{атомов соли и щелочи}) = 1$ моль, то $7x + 15x = 1$,
 $x = 1/22 = 0,0455$ моль, $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,0455$ моль; $n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,136$ моль.

II. Расчеты по уравнению реакции.



Гидроксид бария взят в избытке, сульфат натрия прореагирует полностью.

В реакцию вступят по 0,0455 моль сульфата натрия и гидроксида бария, образуются 0,0455 моль сульфата бария (нерастворимого в воде) и $2 \cdot 0,0455 = 0,091$ моль гидроксида натрия. Также в растворе останется неизрасходованный гидроксид бария в количестве $0,136 - 0,0455 = 0,091$ моль.

Масса жидкости над осадком будет равна массе исходных веществ за вычетом осадка (сульфата бария):

$$m(\text{жидкости}) = m(\text{исходный Na}_2\text{SO}_4) + m(\text{исходный Ba}(\text{OH})_2) + m(\text{H}_2\text{O}) - m(\text{осадок, BaSO}_4) = 0,0455 \cdot 142 + 0,136 \cdot 171 + 200 - 0,0455 \cdot 233 = \mathbf{219 \text{ г}}$$

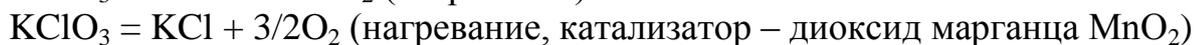
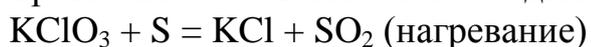
5. Тема: «Определение формулы вещества по его элементному составу»

Формула соли $\text{K}_a\text{X}_b\text{O}_c$, где X – символ неизвестного элемента. Отношение индексов a, b, c может быть найдено следующим образом:

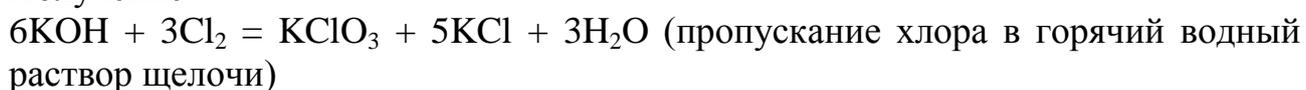
$$a:b:c = w(\text{K})/A_r(\text{K}) : w(\text{X})/A_r(\text{X}) : w(\text{O})/A_r(\text{O}) = 31,8/39 : (100 - 31,8 - 39,2)/A_r(\text{X}) : 39,2/16 = 0,815 : 29/A_r(\text{X}) : 2,45 = 1 : 35,6/A_r(\text{X}) : 3.$$

Наименьшие целочисленные коэффициенты a, b, c получаются, если взять $A_r(\text{X}) = 35,6$. Следовательно, кислотообразующий элемент – хлор, а формула соли KClO_3 .

Тривиальное название этого соединения – бертоллегова соль.

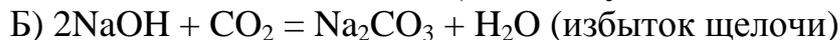
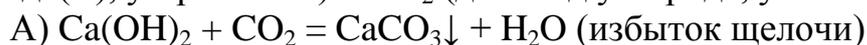


Получение



6. Тема: «Химия углерода»

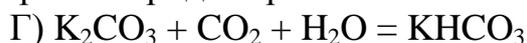
Углерод образует два наиболее характерных оксида: CO (оксид углерода(II), угарный газ) и CO₂ (диоксид углерода, углекислый газ).



$\text{NaOH} + \text{CO} = \text{NaHCOO}$ (формиат натрия, получается при нагревании в автоклаве CO с концентрированным водным раствором едкого натра; см. Неницеску К. Общая химия. М., Мир, 1968. С. 480.)

В) при нормальных условиях ни CO, ни CO₂ не реагируют с водным раствором хлорида бария. При высокой температуре возможен (высокотемпературный) гидролиз хлорида бария в токе влажного углекислого газа: $\text{BaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{BaCO}_3 + 2\text{HCl}\uparrow$

Аналогичная реакция идёт при создании высокого давления CO₂ над водным раствором хлорида бария.



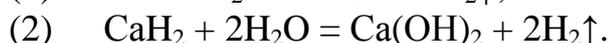
7. Тема: «Тривиальные названия неорганических веществ»

каменная соль	NaCl	Соль (средняя)
едкое кали	KOH	Основание
негашеная известь	CaO	Оксид (основный)
купоросное масло	H ₂ SO ₄	Кислота
питьевая сода	NaHCO ₃	Соль (кислая)
малахит	(CuOH) ₂ CO ₃	Соль (основная)
глинозем	Al ₂ O ₃	Оксид (амфотерный)
ляпис	AgNO ₃	Соль (средняя)
«веселящий газ»	N ₂ O	Оксид (несолеобразующий)
нашатырь	NH ₄ Cl	Соль (средняя)

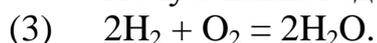
9 класс

1. Темы: «Гидриды металлов», «Тепловой эффект химической реакции»

А) Гидриды, входящие в состав водородного топлива, реагируют с водой, выделяя водород:



Полученный водород сжигают:



Б) Масса смеси гидридов в 500 г топлива равна:

$$500 \cdot (1 - 0,0095) = 495,25 \text{ (г)}.$$

$$M(\text{LiH}) = 8 \text{ г/моль}, M(\text{CaH}_2) = 42 \text{ г/моль}.$$

В смеси содержится: $(500 \cdot 0,4021) : 40 = 5,026$ (моль) CaH₂ и также число молей LiH: $(495,25 - 42 \cdot 5,026) : 8 = 35,52$ (моль).

Число молей водорода, полученного из LiH (см. уравнение 1), равно 35,52 (моль), а из CaH₂ (см. уравнение 2): $5,026 \cdot 2 = 10,052$ (моль). Суммарное число молей водорода равно: $35,52 + 10,052 = 45,572$ (моль).

При сгорании 1 моль водорода выделяется 286 кДж теплоты

При сгорании 45,572 моль водорода выделяется $286 \cdot 45,572 = 13033,592$ кДж теплоты.

Таким образом, при сгорании **500 г** водородного топлива выделяется **13033,6 кДж** теплоты.

В) 46000 кДж теплоты выделяется при сжигании 1 л бензина
13033,6 кДж теплоты выделяется при сжигании V л бензина.

Отсюда **V(бензин) = $(13033,6 \cdot 1) : 46000 = 0,283$ (л).**

Г) Взаимодействие тетрагидридобората лития с водой протекает по уравнению: $\text{LiBH}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Li}[\text{B}(\text{OH})_4] + 4\text{H}_2 \square$.

$M(\text{LiBH}_4) = 22$ г/моль

22 г LiBH_4 выделяют 4 моль водорода

500 г « « х моль «

Значит LiBH_4 выделит водорода: $500 : 22 \cdot 4 = 90,91$ моль

Теплота сгорания 45,572 моль водорода эквивалентна теплоте сгорания 0,283 л бензина

« « 90,91 моль « « « « х л
«

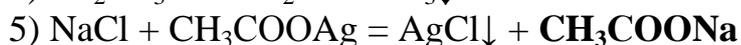
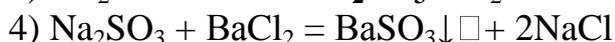
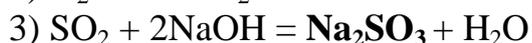
Отсюда $x = 90,91 \cdot 0,283 : 45,572 = 0,565$ (л).

Таким образом, тетрагидридоборат лития является более эффективным водородным топливом (без учета экономических факторов, т.е. стоимости соответствующих веществ), чем смесь гидридов лития и кальция с неактивным компонентом.

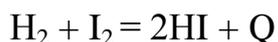
2. Тема: «Свойства неорганических веществ»

Один из возможных вариантов решения: **А - O_2 , кислород; Б - Na_2SO_3 , сульфит натрия; В - CH_3COONa , ацетат натрия.**

Уравнения реакций:



3. Темы: «Тепловой эффект химической реакции», «Химическое равновесие. Константа химического равновесия».



Так как в результате реакции выделилось 8,4 кДж теплоты, то в реакции образовалось иодоводорода: $8,4/7,0 = 1,2$ (моль).

На это количество иодоводорода израсходовалось по 0,6 моль водорода и иода.

Находим равновесные количества веществ. Состав равновесной (конечной) смеси: водорода $1,2 - 0,6 = 0,6$ (моль), иода $0,7 - 0,6 = 0,1$ (моль).

Выразим равновесные концентрации через количества веществ и подставим их в выражение для константы равновесия K:

$$K = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = (1,2/V)^2 / (0,6/V \cdot 0,1/V) = 24,$$

где V – объем реакционного сосуда.

4. Тема: «Окислительные свойства азотной кислоты и ее солей»

А) При высокой температуре алюминий является очень сильным и активным восстановителем. Поэтому возможно протекание реакций восстановления различных веществ до наиболее стабильных состояний и образование оксида алюминия (или нитрида алюминия):



Состав продуктов обычно зависит от соотношения количеств алюминия и нитрата калия.

Б) При повышенной влажности между алюминием и водой возможна реакция, в результате которой выделяется атомарный водород:



Атомарный водород (водород в момент выделения) является одним из самых сильных и активных восстановителей и может восстанавливать нитрат-ионы до самых различных продуктов (NH_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2). Из-за очень высокой активности атомарного водорода преимущественным продуктом этой реакции является аммиак. Выделяющийся аммиак растворяется в воде и создает щелочную среду. Это способствует растворению пленки оксида алюминия и дальнейшему ускорению реакции алюминия с водой. В результате этих процессов разрушается весь нитрат калия и состав становится непригодным для использования.

В) Лучше хранится состав с нитратом калия, так как он обладает меньшей гигроскопичностью, чем нитрат натрия.

Г) Для предотвращения процессов, протекающих при хранении таких составов, следует ввести в их состав слабую кислоту (например, органическую) для связывания аммиака и предотвращения ускорения процесса разложения.

5. Тема: «Определение формулы вещества по его элементному составу»

А) В сплаве NaY содержится равное число молей этих элементов. Следовательно,

$$\frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{m(\text{Y})}{M(\text{Y})}$$

Подставляя численные значения, получим:

$$\frac{0,10}{22,99} = \frac{0,90}{M(\text{Y})}$$

Отсюда $M(\text{Y}) = 206,9$ г/моль. Следовательно, **Y** – это **свинец**.

Б) Содержание свинца в **X** составляет $100,00 - 29,71 - 6,23 = 64,06(\%)$.

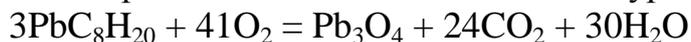
Представим формулу **X** в виде $\text{Pb}_a\text{C}_b\text{H}_c$, тогда

$$a : b : c = \frac{\omega(\text{Pb})}{M(\text{Pb})} : \frac{\omega(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{64,06}{207,2} : \frac{29,71}{12,01} : \frac{6,23}{1,01} = 0,31 : 2,47 : 6,17 = 1 : 8 : 20$$

Следовательно, молекулярная формула вещества **X** имеет вид **$\text{PbC}_8\text{H}_{20}$** .

В) Твердым продуктом горения вещества **X** является Pb_3O_4 (вещество **Z**) - **сурик**, описанный еще Плинием в качестве минерального пигмента.

Горение вещества **X** описывается уравнением:



Массу образовавшегося при горении Pb_3O_4 можно определить из пропорции:

$$\frac{m(PbC_8H_{20})}{3 \cdot M(PbC_8H_{20})} = \frac{m(Pb_3O_4)}{M(Pb_3O_4)}$$

Подставляя численные значения, получим:

$$\frac{10,0}{3 \cdot 323,44} = \frac{m(Pb_3O_4)}{685,57}$$

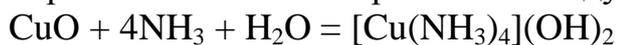
Отсюда $m(Pb_3O_4) = 7,07$ г.

Г) Крупномасштабное производство вещества X позволяет предположить, что это тетраэтилсвинец, который широко использовался в качестве антидетонационной добавки к топливу.

Использованные источники: Seyferth, D. *Organometallics* **2003**, 22(12), 2346 – 2357; Seyferth, D. *Organometallics* **2003**, 22(25), 5154 – 5178.

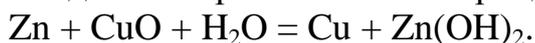
6. Темы: «Комплексные соединения», «Реакции замещения», «Химия иода», «Химия серебра»

А) Темнеют ювелирные изделия из-за взаимодействия меди и серебра, входящих в состав сплава, с кислородом воздуха. Соответственно, при обработке аммиаком протекают следующие процессы:



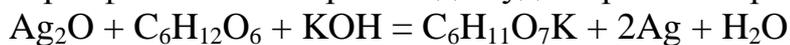
Б) В кислой среде силикат свинца, входящий в состав хрусталя и придающий ему блеск, будет частично выщелачиваться и переходить в раствор. С одной стороны, портится хрусталь (и теряет свой блеск), с другой – в растворе появятся ядовитые соли свинца.

В) В состав мельхиора входит медь, никель, иногда железо и марганец. Потемнение связано прежде всего с окислением меди. В указанных условиях пойдет электрохимический процесс:

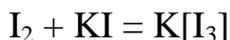


Хлорид натрия играет роль электролита и обеспечивает перенос электронов.

Г) Сладкий вкус замороженного картофеля связан с накоплением в нем глюкозы, являющейся хорошим восстановителем. Вместе с тем, в картофеле достаточно высоко содержание поташа, обуславливающего щелочную среду картофельного отвара. Тогда будет протекать реакция «серебряного зеркала»:

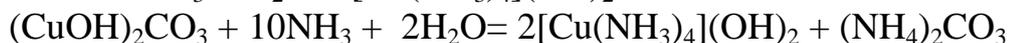
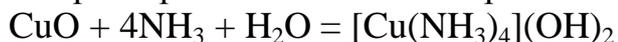


Д) Иод переходит в раствор в виде дииодоиодата(I) калия, который затем восстанавливается тиосульфатом натрия:



Е) Чернота и зелень на медных и латунных изделиях – это оксид меди и карбонат гидроксомеди, соответственно.

При обработке аммиаком протекают реакции:



7. Темы: «Расчеты по уравнениям химических реакций», «Химия щелочноземельных металлов»

А) Так как масса полученного раствора равна сумме масс воды и растворенного вещества, то это позволяет исключить выделение газообразных продуктов, т.е. растворение гидридов, пероксидов и т.д., а также варианты полного гидролиза солей.

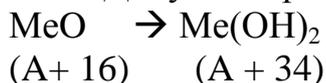
Выпадение осадка при охлаждении раствора, большее значение массы выпавшего осадка по сравнению с исходной навеской и значение рН фильтрата (щелочная среда) указывают на возможность следующих вариантов:

а) растворили оксид щелочноземельного металла, взаимодействующий с горячей водой, в осадке находится малорастворимое основание;

б) растворили оксид щелочноземельного металла, взаимодействующий с горячей водой, в осадке находится кристаллогидрат малорастворимого основания;

в) растворили соль (сильного основания и слабой кислоты), в осадке находится кристаллогидрат этой соли.

Допустим, растворили оксид щелочноземельного металла:



Общее число молей образовавшегося гидроксида равно числу молей оксида: $9/(A+ 16)$ моль

Число молей гидроксида в осадке: $9,75/(A + 34)$ моль

Число молей гидроксида, оставшееся в растворе: $9/(A+ 16) - 9,75/(A + 34)$

В растворе гидроксид диссоциирует по схеме: $\text{Me(OH)}_2 \rightarrow \text{Me}^{2+} + 2\text{OH}^-$, поэтому число моль ионов OH^- будет в 2 раза больше: $2[9/(A+ 16) - 9,75/(A + 34)]$

Масса фильтрата равна: $29 - 9,75 = 19,25$ (г).

Объем фильтрата равен: $19,25 : 1,03 = 18,69$ (мл). Количество вещества гидроксид анионов в 1л раствора:

$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-(14-13,28)} = 0,1905$ (моль/л). В фильтрате содержится:

$(0,1905 \cdot 18,69) : 1000 = 0,00356$ или $3,56 \cdot 10^{-3}$ моль ионов OH^- .

Отсюда составляем уравнение: $2[9/(A + 16) - 9,75/(A + 34)] = 3,56 \cdot 10^{-3}$.

Решая полученное квадратное уравнение, находим $A = 137,3$ г/моль. Это **барий**.

Таким образом, в воде мог быть растворен оксид бария:

$\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$. При охлаждении раствора в осадок выпадает Ba(OH)_2 .

Б) Молярная концентрация вещества в растворе после выпадения осадка. В 1 л раствора содержится 0,1905 моль ионов OH^- , что соответствует 0,095 моль Ba(OH)_2 .

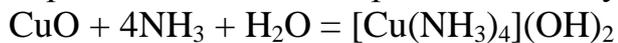
Значит, молярная концентрация Ba(OH)_2 равна 0,095 моль/л.

В) Приготовленный раствор называется баритовой водой и используется (как и известковая вода) для очистки газов от углекислого газа.

10 класс

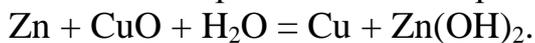
1. Темы: «Комплексные соединения», «Реакции замещения», «Химия иода», «Химия серебра»

А) Темнеют ювелирные изделия из-за взаимодействия меди и серебра, входящих в состав сплава, с кислородом воздуха. Соответственно, при обработке аммиаком протекают следующие процессы:



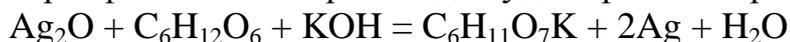
Б) В кислой среде силикат свинца, входящий в состав хрусталя и придающий ему блеск, будет частично выщелачиваться и переходить в раствор. С одной стороны, портится хрусталь (и теряет свой блеск), с другой – в растворе появятся ядовитые соли свинца (карбоксилаты свинца).

В) В состав мельхиора входит медь, никель, иногда железо и марганец. Потемнение связано прежде всего с окислением меди. В указанных условиях пойдет электрохимический процесс:



Хлорид натрия играет роль электролита и обеспечивает перенос электронов.

Г) Сладкий вкус подмороженного картофеля связан с накоплением в нем глюкозы, являющейся хорошим восстановителем. Вместе с тем, в картофеле достаточно высоко содержание поташа, обуславливающего щелочную среду картофельного отвара. Тогда будет протекать реакция «серебряного зеркала»:

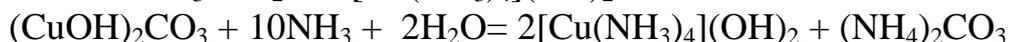
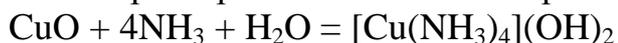


Д) Иод переходит в раствор в виде диодоиодата(І) калия, который затем восстанавливается тиосульфатом натрия:



Е) Чернота и зелень на медных и латунных изделиях – это оксид меди и карбонат гидроксомеди, соответственно.

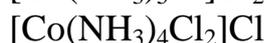
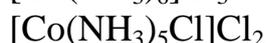
При обработке аммиаком протекают реакции:



2. Темы: «Комплексные соединения», «Химия кобальта»

Обратимое изменение окраски с розовой на синюю характерно для соединений кобальта. При добавлении ацетона происходит усиление комплексообразования и переход от октаэдрических аквакомплексов (розовая окраска) к тетраэдрическим хлороаквакомплексам (синие), при добавлении воды идет обратный процесс. Таким образом, X – кобальт.

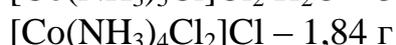
Вещество, образующееся на стенках тяги – нашатырь, хлорид аммония. Газ, названный в честь древнеегипетского божества – это аммиак. При взаимодействии соли кобальта с нашатырем и аммиаком при окислении кислородом (продукт разложения перекиси водорода) образуются аминохлорокомплексы кобальта различного состава. Варианты:



или гидраты этих комплексов [см., например, Гринберг А.А. «Введение в химию комплексных соединений». М.-Л.: Химия, 1966.].

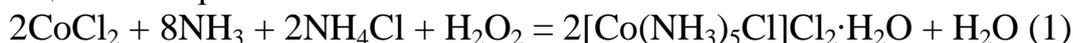
Потеря массы при температуре 100-110 °С, скорее всего, соответствует отщеплению слабо связанной (кристаллизационной) воды. Если предположить, что отщепляется одна молекула воды, то молярная масса оставшейся соли составляет $18 \cdot 6,7/93,3 = 250,5$ г/моль, что соответствует $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Таким образом, искомое вещество – розеохлорид кобальта $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Белый осадок, выпадающий при добавлении нитрата серебра – AgCl . Определим массу осадка, образующегося в каждом случае из 3,00 г соли кобальта:



Таким образом, искомое вещество **У** – розеохлорид кобальта **$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$** .

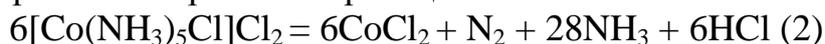
Реакция его образования:



Активированный уголь используется как сорбент, удерживающий выделяющийся при разложении перекиси водорода кислород.

При термическом разложении комплекса вначале должна отщепляться вода. Соответствующая потеря массы составляет $18/268,5 = 6,7\%$, что соответствует первому участку потери массы.

Далее должно происходить восстановление кобальта до степени окисления +2. Можно ожидать, что продуктом восстановления в инертной атмосфере будет хлорид кобальта. Потеря массы при превращении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CoCl}_2$ составляет 51,6%, что и соответствует третьему превращению при нагревании. Уравнение реакции:

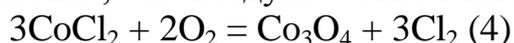


Промежуточным этапом может быть образование комплексной соли $(\text{NH}_4)_2\text{CoCl}_4$:



Образованию эквимольной смеси $(\text{NH}_4)_2\text{CoCl}_4$ и CoCl_2 и соответствует потеря массы 31,7%.

При нагревании дихлорида кобальта в инертной атмосфере происходит его возгонка, а на воздухе – окисление:



С последующим разложением:



Данные по термическому анализу взяты из работы E. Ingier-Stocka, A. Bogacz // J. Thermal Analysis, 35 (1989), 1373-1386.

3. Тема: «Химия металлов главных подгрупп»

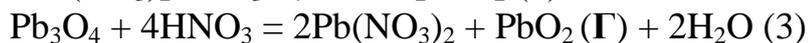
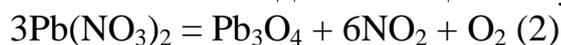
Очевидно, что газ **Б**, образующийся при взаимодействии сплава с азотной кислотой – это NO_2 . Это соотношение подтверждается также и расчетом: $M =$

$$d \cdot R \cdot T / p = (1,881 \text{ кг/м}^3) \cdot (8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}) \cdot \{(273,15 + 25) \text{ К}\} / (101325 \text{ Па}) = 46,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль.}$$



Количество NO_2 составляло $6,73:56 = 0,1201$ моль.

Красное вещество **В** получается при прокаливании нитрата. Следовательно, это оксид металла. Поскольку при действии соляной кислоты на него образуется хлор (газ, получивший название за свою окраску), данный оксид должен обладать сильными окислительными свойствами. Такими свойствами обладает свинцовый сурик – Pb_3O_4 (**В**):



Определим второй металл в составе сплава. Поскольку в ходе реакции получилось 2,21 г свинцового сурика, в исходной навеске содержалось 2,00 г свинца. При взаимодействии свинца с азотной кислотой образуется 0,0193 моль NO_2 :



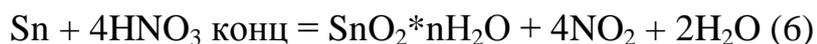
Масса второго металла составляет 3,00 г, а количество образующегося диоксида азота – 0,1008 моль.

Если это одновалентный металл – его количество составляет 0,1008 моль, молярная масса 29,76 г/моль – такого металла нет.

Если двухвалентный металл, то молярная масса будет равна 59,52 г/моль. Такого металла нет (никель и кобальт имеют близкие молярные массы, но они пассивируются концентрированной азотной кислотой).

Если валентность металла равна трем, то молярная масса равна 89,28 г/моль; близок иттрий, но нитрат иттрия растворим в воде.

Если валентность металла равна четырем, то молярная масса равна 119 г/моль. Металл – олово:



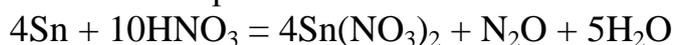
(образуется β -оловянная кислота (осадок **А**), нерастворимая ни в воде, ни в кислотах, ни в щелочах).

Таким образом, исходный сплав содержит 40% (по массе) свинца и 60% олова. Данный сплав – припой оловянно-свинцовый ПОС-60, используется для пайки.

С разбавленной азотной кислотой пойдут следующие реакции:



Или с очень разбавленной кислотой



Перевести осадок **А** в раствор можно в два этапа: восстановить оловянную кислоту углем при нагревании ($\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$, $\text{SnO}_2 + \text{C} = \text{Sn} + \text{CO}$), а затем растворить металлическое олово в кислоте ($\text{Sn} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$).

Различие в атомной массе свинца в различных месторождениях обусловлено тем, что он является конечным продуктом радиоактивного распада

урана и трансурановых элементов (см. Гринвуд, Эрншо Химия элементов, т. 1, стр. 348).

4. Тема: «Химическое равновесие. Константа химического равновесия»



Выражение для константы K_p реакции синтеза NO из простых веществ, записанное через парциальные давления $P(\dots)$, количества вещества $n(\dots)$ или объемные доли $y(\dots)$ компонентов смеси, дается следующими выражениями:

$$K_p = P(\text{NO})^2 / (P(\text{N}_2) * P(\text{O}_2)) = n(\text{NO})^2 / (n(\text{N}_2) * n(\text{O}_2)) = y(\text{NO})^2 / (y(\text{N}_2) * y(\text{O}_2)).$$

Исходное состояние: $n(\text{NO}) = n_0 \neq 0$, $n(\text{N}_2) = n(\text{O}_2) = 0$.

Равновесное состояние: $n(\text{NO}) = n_0 * (1 - \alpha)$, $n(\text{N}_2) = n(\text{O}_2) = n_0 * \alpha / 2$, где α – доля разложившегося NO. Объемные доли компонентов в смеси могут быть найдены по формулам: $y(\text{NO}) = n(\text{NO}) / (n(\text{NO}) + n(\text{N}_2) + n(\text{O}_2)) = (1 - \alpha)$, $y(\text{N}_2) = y(\text{O}_2) = \alpha / 2$.

$$K_p = n_0 * n_0 * (1 - \alpha)^2 / (n_0 * \alpha / 2)^2 = 4 * (1 - \alpha)^2 / \alpha^2.$$

Разрешая это квадратное относительно α уравнение, получим

$$\alpha = 2 * (2 - K_p^{0,5}) / (4 - K_p);$$

второй корень отбрасываем по причине того, что он дает $\alpha > 1$ (доля разложившегося NO не может превышать 1).

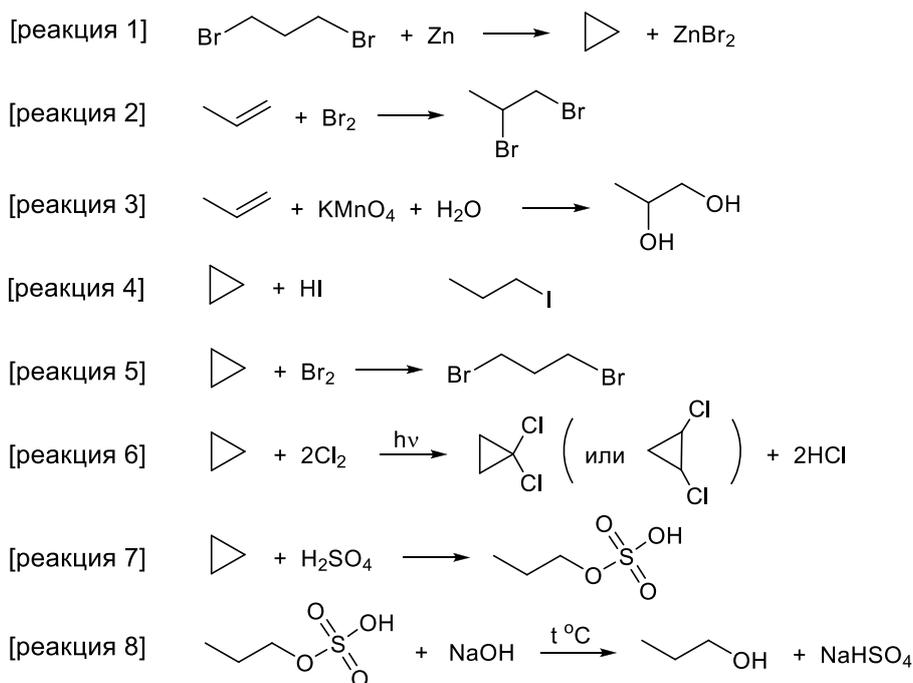
При $T = 300\text{K}$ константа равна $K_p = 6,2 * 10^{-31}$, доля разложившегося NO равна $\alpha = 1 - 4 * 10^{-16} \approx 1,000000$, состав равновесной смеси: по 50%(объемн.) N_2 и O_2 .

При $T = 3000\text{K}$ константа равна $K_p = 1,847 * 10^{-2}$, доля разложившегося NO равна $\alpha = 1 - 6 * 10^{-2} \approx 0,94$, равновесная смесь имеет состав 6%(объемн.) NO и по 47%(объемн.) N_2 и O_2 .

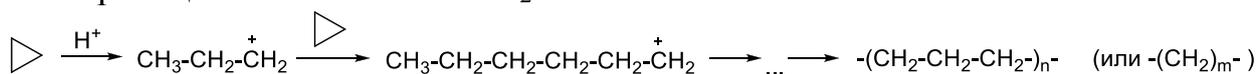
Можно сделать вывод, что синтез NO из простых веществ происходит только при очень высоких температурах. Существование NO при комнатной температуре обусловлено инертностью молекул этого соединения, однако «взрывоподобное разложение может быть инициировано запалом из взрывчатого вещества» (Неницеску К. Общая химия. М., Мир, 1968. С. 414).

5. Тема: «Химия алифатических углеводородов»

Судя по приведённым в условии реакциям, современное название триметилена – циклопропан.



Уплотнение – это устаревшее название полимеризации. Очевидно, что при полимеризации циклопропана должен образоваться полимер с повторяющимися звеньями $-\text{CH}_2-$:

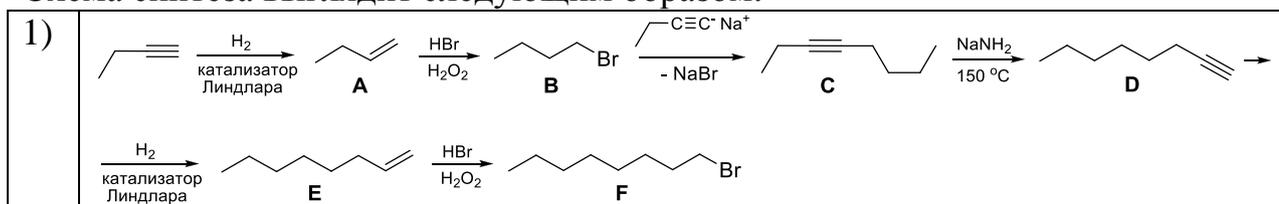


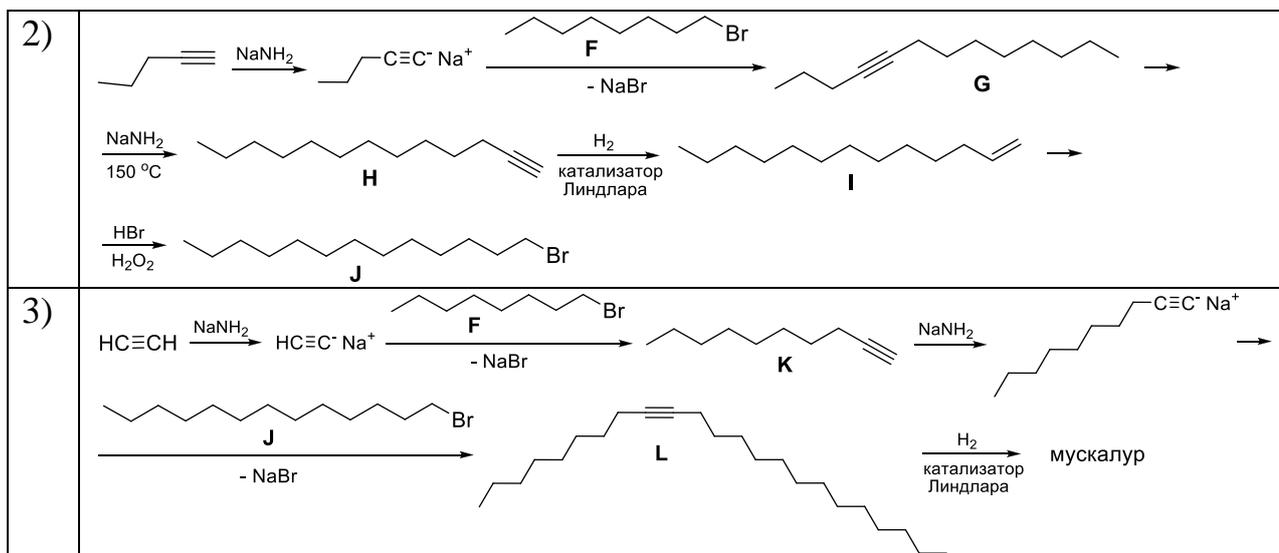
6. Тема: «Химия алифатических углеводородов»

Ключевые стадии синтеза:

- неполное восстановление алкина до алкена с помощью катализатора Линдлара;
- присоединение HBr к алкену в присутствии перекиси водорода (или органического пероксида) происходит против правила Марковникова и приводит к первичному алкилбромиду;
- получение ацетиленидов натрия под действием амида натрия и их реакция с алкилгалогенидами с образованием дизамещённого алкина;
- действие амида натрия при нагревании на дизамещённые ацетилены приводит к их изомеризации в терминальные (концевые) ацетилены (реакция «ацетиленовой молнии»).

Схема синтеза выглядит следующим образом:





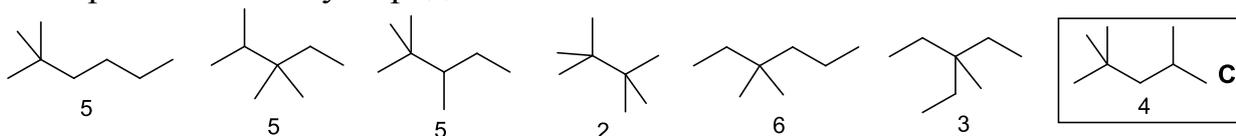
7. Тема: «Химия алифатических углеводородов»

Для **A** и **B**: $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 85,7/12 : 14,3/1 = 7,14 : 14,3 = 1 : 2$, т.е. общая брутто-формула углеводородов **A** и **B** – $(\text{CH}_2)_n$, она отвечает алкенам или циклоалканам.

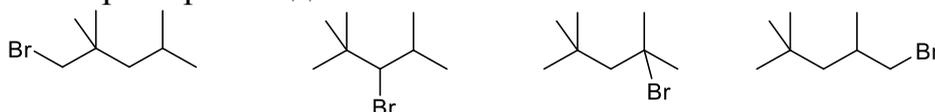
Для **C**: $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 84,2/12 : 15,8/1 = 7,02 : 15,8 = 1 : 2,25$. Однако число атомов должно быть целым, а число атомов водорода, кроме того, чётным. Умножаем полученное отношение на 8, получаем $8 : 18$, т.е. (простейшая) брутто-формула углеводорода **C** – C_8H_{18} .

Поскольку при гидрировании (переход **A** → **C** или **B** → **C**) число атомов углерода не меняется ($n = 8$), получаем, что брутто-формула углеводородов **A** и **B** – C_8H_{16} . Так как эти углеводороды гидрируются в мягких условиях, то это алкены, а не циклоалканы, для которых этот процесс проводится при значительном нагревании. Кроме того, видно, что процесс образования **A** и **B** – это димеризация (брутто-формула изобутилена – C_4H_8).

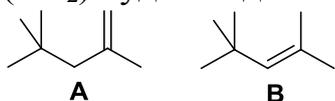
Существует 18 структурных изомеров C_8H_{18} , из них только 7 имеют четвертичный атом углерода:



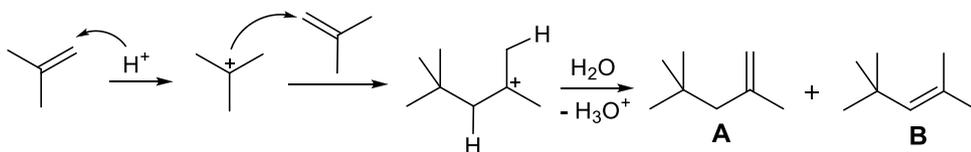
И только **2,2,4-триметилпентан (изооктан)** может образовать 4 монобромпроизводных:



Тогда единственными возможными структурами для алкенов **A** и **B** являются следующие (отнесение производим на основе реакции с KMnO_4 -газ (CO_2) будет выделяться при окислении алкена с концевой CH_2 -группой):



К структуре 2,2,4-триметилпентана можно было прийти и по-другому, исходя из механизма реакции димеризации изобутилена:



Вещество *C* – 2,2,4-триметилпентан (или изооктан) – обладает высокими антидетонационными свойствами, его *октановое* число (отсюда и название) принято за 100 единиц (за 0 принята антидетонационная стойкость *n*-гептана).

11 класс

1. Темы: «Комплексные соединения», «Карбонилы металлов»

Очевидно, газ, полученный при взаимодействии с «простым веществом, образованным самым распространенным на земле элементом» (это кислород, вещество *Г* – O₂) – это какой-то оксид. Молярная масса этого оксида должна составлять $1 \cdot 44 = 44$ г/моль. Таких оксидов два – N₂O и CO₂. Поскольку продукт реакции является единственным, а азот с кислородом реагирует только при условии сообщения большого количества энергии, продуктом реакции является CO₂. Тогда газом, полученным при разложении исходной жидкости, является CO (газ *Б*): $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

При взаимодействии оставшегося при разложении жидкости твердого вещества с кислотой получился газ. Наиболее вероятный вариант – выделение водорода при действии кислоты на металл.

Для металла валентности *n* количество выделяющегося водорода соотносится с молярной массой металла *M* следующим образом:

$M/n - 0,5$ моль водорода – 11,2 л водорода (н.у.)

Тогда можно составить пропорцию:

$M/n - 11,2$ л

1,03 г – 0,394 л

Тогда $M/n = 11,2 \cdot 1,03 / 0,394 = 29,3$ г/моль

При $n = 2$ получаем, что этот металл – **никель**.

В исходном веществе на 1,03 г никеля приходится 1,97 г CO. Тогда на 58,7 г никеля приходится 112,27 г CO. Формула исходного соединения (жидкость *A*) – **Ni(CO)₄**.

Уравнения реакций: $\text{Ni(CO)}_4 = \text{Ni} + 4\text{CO}$ (1)

$\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$ (2)

$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

Б) Ближайшими к кислороду элементами являются фтор и азот. Вероятно, речь идет о взаимодействии карбонила никеля с монооксидом азота. Согласно правилу Сиджвика («18 электронов»), формула продукта должна быть Ni(CO)(NO)₂.

$\text{Ni(CO)}_4 + 2\text{NO} = \text{Ni(CO)(NO)}_2 + 3\text{CO}$ (см., например, Дж. Хьюи «Неорганическая химия». М., Химия, 1987)

В) Особенностью химической связи в карбонилах металлов является перенос электронов не только с лиганда на металл (донорно-акцепторное взаимодействие), но и перенос электронов с металла на разрыхляющие молекулярные орбитали лиганда (дативное взаимодействие). Другими

примерами соединений с дативной связью могут быть аллильные комплексы ($\text{Ni}(\text{C}_3\text{H}_5)_2$), дибензолхром ($\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2$), ферроцен ($(\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2)$) и так далее.

2. Тема: «Химия галогенов»

X – фтор, Y – хлор; $X^* = \text{F}_2$, $Y^* = \text{Cl}_2$; A – HF , B – HCl .

C – ClF , D – ClF_3 , E – ClF_5

F – HClO , G – HClO_2 , H – HClO_3 .

Сила кислоты определяется тем, насколько легко её молекула диссоциирует с образованием ионов водорода. В молекуле HF взаимодействие атомов друг с другом очень сильное, потому степень диссоциации мала.

В ряду кислот хлора $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3$ сила кислот возрастает, а окислительные свойства уменьшаются.

3. Темы: «Строение атома», «Квантовые числа», «Связь электронного строения атома со свойствами образуемых элементов простых веществ и соединений»

Согласно условию задачи справедливы следующие соотношения:

$$l + m_l = 0$$

$$n/l = 2,5$$

$$n + l + m_l + m_s = 4,5$$

m_s может принимать только два значения: $+1/2$ и $-1/2$. Первое значение приводит к нецелочисленному значению орбитального квантового числа l . Второе значение приводит к решению: $l = 2$, $n = 5$, $m_l = -2$, $m_s = -1/2$.

Данный элемент имеет конфигурацию $5d^6$, что соответствует осмию.

Характерные степени окисления – $+8$, $+6$, $+4$, 0 (в соответствии с правилом четности). Высший оксид осмия – OsO_4 , высший фторид – OsF_6 , бромид – OsBr_4

Составы этих веществ определяются двумя основными факторами: окислительной способностью галогенов и кислорода и возможными стерическими (пространственными) затруднениями. Именно в силу того, что для достижения степени окисления осмия « $+8$ » требуется только четыре атома кислорода, но 8 атомов фтора, высшая степень окисления достигается в оксиде. Бром отличается меньшей окислительной способностью и способен окислить осмий только до степени окисления « $+4$ ».

Ближайшие соседи:

Рутений – с помощью соединений рутения впервые было осуществлено связывание молекулярного азота в лабораторных условиях;

Рений – последний элемент, открытый в природе;

Иридий – рекордсмен по плотности.

4. Темы: «Электролиз. Законы Фарадея», «Карбоновые кислоты»

$$n = It/(zF).$$

$A(+)$: $2\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_4\text{COO}^- - 2e = \text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_8\text{COOCH}_3 + 2\text{CO}_2$.

Если содержание монометиладипината уменьшилось с 1,7 моль до 0,2 моль, значит, образовалось $\nu(\text{диэфира}) = (1,7 - 0,2)/2 = 0,75$ моль.

Определим площадь поверхности электрода, находящегося в растворе:

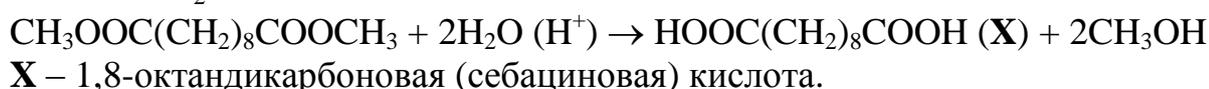
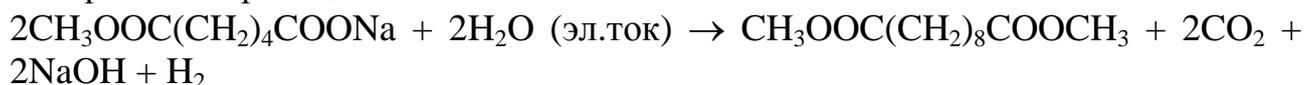
$$S = S_{\text{бок.}} + S_{\text{осн.}} = 2\pi r l + \pi r^2 = 2\pi \cdot 0,5d \cdot 7/8h + \pi(0,5d)^2 = \pi d(0,875h + 0,25d).$$

$$\nu = jSt/(zF) = j\pi d(0,875h + 0,25d)t/(zF); t = \nu zF/(j\pi d(0,875h + 0,25d))$$

С учетом размерностей $j = 12 \text{ А/дм}^2 = 1200 \text{ А/м}^2$, $d = 0,03 \text{ м}$, $h = 0,2 \text{ м}$, получим:
 $t = 0,75 \cdot 2 \cdot 96500 / (1200\pi \cdot 0,03 \cdot (0,875 \cdot 0,2 + 0,25 \cdot 0,03)) = 7013 \text{ с} = 1 \text{ ч } 56 \text{ мин } 53 \text{ с}$

1. CO_2 , $\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_8\text{COOCH}_3$, C_2H_6 и $\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$ (за счет рекомбинации радикалов). Их количественное соотношение определяется скоростью движения анионов $\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_4\text{COO}^-$, CH_3COO^- в растворе и их концентрацией. Чем меньше масса иона (тем быстрее он движется в растворе) и чем больше его концентрация, тем больше таких ионов окислится на аноде. Следовательно, можно предположить, что содержание компонентов будет уменьшаться в ряду CO_2 , C_2H_6 , $\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_8\text{COOCH}_3$.

2. Уравнения реакций:



Стехиометрическая схема: $2\text{CH}_3\text{OOC}(\text{CH}_2)_4\text{COONa} \rightarrow \text{HOOC}(\text{CH}_2)_8\text{COOH}$.

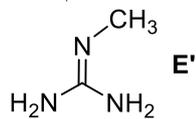
$\nu(\text{соли}) = 700/182 = 3,846 \text{ моль}$; $m(\text{кислоты}) = 202 \cdot 3,846/2 = 388 \text{ г}$.

Суммарный выход $\text{H} = 100 \cdot 272/388 = 70\%$. Суммарный выход определяется произведением массовых долей выхода промежуточных стадий: $\text{H} = \eta_1 \cdot \eta_2$.

Выход на стадии гидролиза $\eta_2 = 0,70/0,85 = 0,82 (82\%)$.

5. Тема «Амины»

Обратимся к синтезу вещества **A** (Синтезы органических препаратов. - Ч.2. - М., 1949, стр. 174, 373). Самый очевидный вариант для вещества **E** – продукт присоединения метиламина по карбонильной группе с последующим отщеплением воды (**E'**):



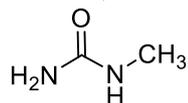
Но в **E'** $\omega(\text{N}) = 57,5\%$, что не соответствует условию.

Найдем $M(\text{E}) = \frac{14 \cdot n}{0,3784} = 37 \cdot n$, где n – количество азота в брутто-формуле

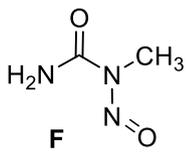
E.

При $n = 1$ разумных вариантов нет. При $n = 3$ получаем $M(\text{E}) = 111 \text{ г/моль}$, что больше суммы молярных масс мочевины и метиламина.

При $n = 2$ замечаем, что $M(\text{E}) = 74 \text{ г/моль}$, что на 14 больше (группа $-\text{CH}_2-$), чем у исходной мочевины. Можно предположить, что произошло формальное замещение водорода на метильную группу, и тогда **E** – это *N*-метилмочевина:

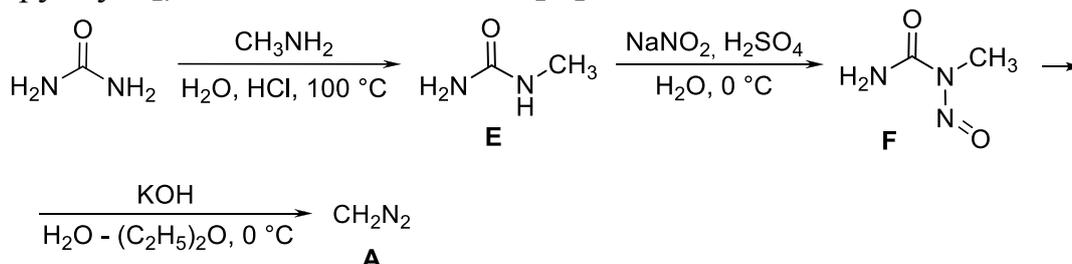


И действительно, тогда следующая стадия обретает смысл – это нитрозирование *N*-алкиламида с образованием *N*-нитрозо-*N*-метилмочевины (**F**), кроме того $\omega(\text{N}) = 40,8\%$ в **F**, что соответствует условию задачи:

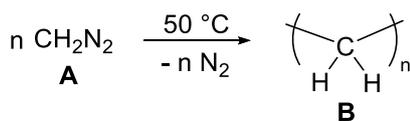


Из данных об относительной плотности по водороду найдём молярную массу вещества **A**: $M(\text{A}) = 21 \cdot 2 = 42$ г/моль.

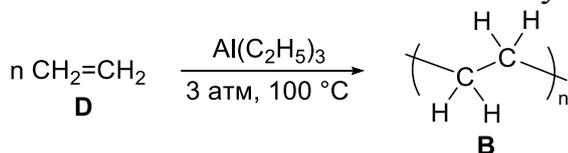
Вещество **A** должно содержать те же элементы, что и **F**, т.е. азот, кислород или углерод. **A** – не оксид азота и не оксид углерода. Остаётся вариант, что **A** содержит углерод и азот, при этом количество атомов азота должно быть четным, поскольку молярная масса **A** чётна. Если **A** содержит группу N_2 , то **A** – диазометан CH_2N_2 .



При нагревании диазометана образуется карбен, который хаотическим образом связывается в полимер, состоящий из $-\text{CH}_2-$ групп (метиленовых групп). Отсюда и название полимера **B** – полиметилен; современное название – полиэтилен.



Его получают полимеризацией этилена (**D**):



Диазометан крайне нестабилен и со взрывом разлагается уже при 20°C при встряхивании. Охлаждение и перевод в раствор позволяют хранить диазометан в течение 6 месяцев.

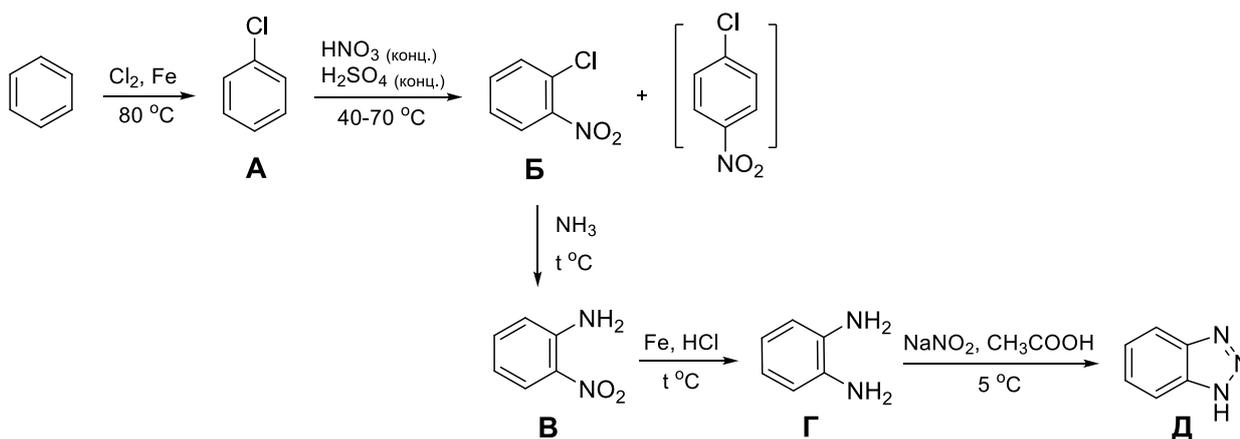
6. Тема: «Химия ароматических соединений»

Найдём состав вещества **D**:

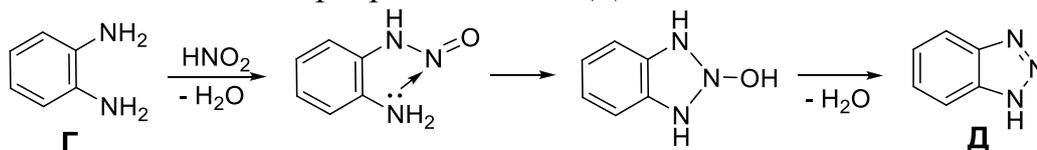
$$n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{N}) = 60,8/12 : 4,3/1 : 35,5/14 = 5,07 : 4,3 : 2,536 = 2 : 1,69 : 1.$$

Получаем простейшую брутто-формулу **D** – $\text{C}_2\text{H}_{1,69}\text{N}_1$. Так как количество атомов углерода при диазотировании вряд ли изменилось, то умножая на три, получаем брутто-формулу **D** – $\text{C}_6\text{H}_{5,09}\text{N}_3$.

Элементный анализ от образца к образцу имеет некоторую погрешность и не даёт абсолютно точных масс. Поэтому наиболее вероятная брутто-формула **D** – $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}_3$. Так как в **D** три атома азота, то реакция диазотирования прошла только по одной NH_2 -группе. В этом случае для катиона диазония имеем брутто-формулу $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_3^+$, а вещество **D** образуется при отщеплении H^+ от этой соли. Это возможно при образовании цикла. Вещество **D** – это гетероциклическое соединение, называемое бензотриазол.



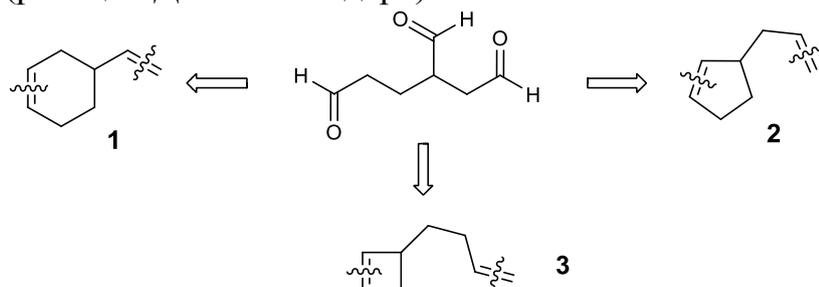
Механизм стадии превращения $\Gamma \rightarrow \text{Д}$:



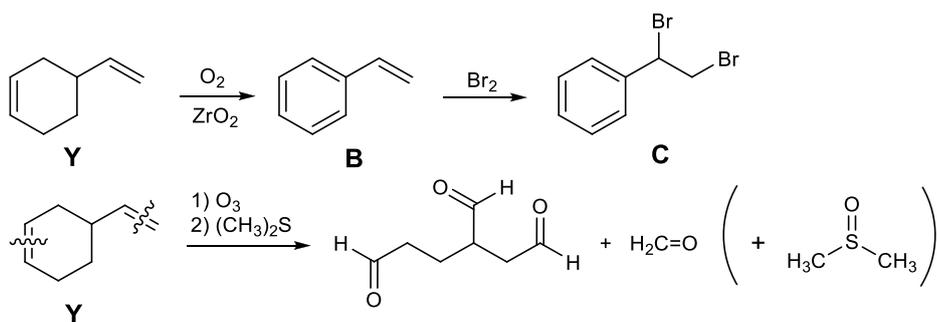
Аналогичные реакции с *para*-нитрохлорбензолом не приводят к удовлетворительному результату, на последней стадии *para*-фенилендиамин при диазотировании даёт *para*-хинон.

7. Темы: «Алкены», «Комплексные соединения»

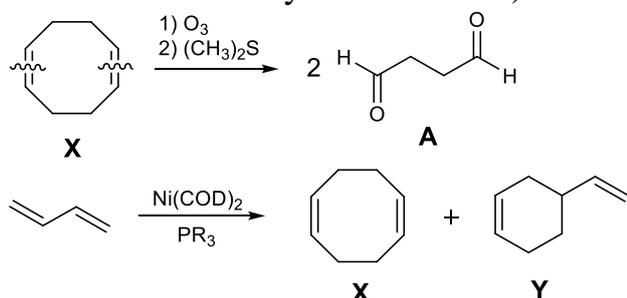
А) При озонлизе происходит разрыв двойных связей, при этом каждый из атомов углерода, составляющих эту связь окисляется. В присутствии восстановителя, которым в условии является диметилсульфид, окисление происходит до альдегида. Исходя из продуктов озонлиза Y , для этого углеводорода возможны три структуры (1,2,3). Наиболее вероятной для Y выглядит структура **1**, поскольку соединение именно такой структуры может образоваться из двух молекул бутадиена по реакции диенового синтеза (реакция Дильса-Альдера).



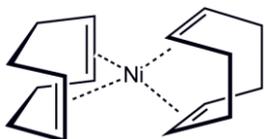
Докажем это предположение. Рассчитаем количество брома, присоединившегося к B : $n(\text{Br}_2) = 1,54/160 = 0,0096$ моль. Предполагая, что в углеводороде B имеется одна двойная связь, способная присоединять бром, получаем, что $M(B) = 1/0,0096 = 104$ г/моль с единственной разумной брутто-формулой C_8H_8 . Кроме того, такое число атомов углерода хорошо согласуются с числом атомов углерода в 9-ВВН и продуктах озонлиза Y . Учитывая высокую ненасыщенность и в то же время способность присоединять 1 моль брома, можно предположить, что B содержит также бензольное кольцо, т.е. углеводород B – стирол $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH=CH}_2$, являющийся мономером для получения полистирола. Очевидно, что его можно получить окислением 4-винилциклогексена (структура **1**), который и является углеводородом Y .



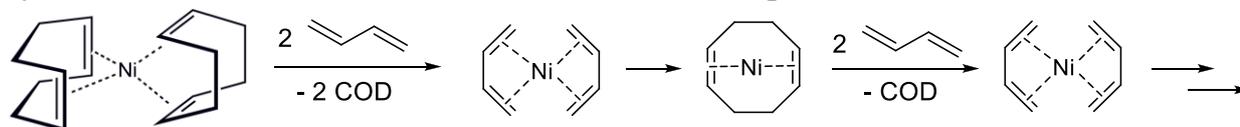
Поскольку **X**, как и **Y**, содержит 8 атомов углерода, а при его озонлизе образуется единственный продукт, содержащий 4 атома углерода и 2 карбонильные группы, то **X** должен быть высоко симметричным циклическим углеводородом с двумя двойными связями. Из структуры 9-BBN следует, что **X** содержит 8-членный цикл, тогда **X** – циклоокта-1,5-диен (или сокращённо COD, от английского **CycloOctaDiene**).



Б) Никель имеет тетраэдрическое окружение, в каждой вершине тетраэдра – одна из двойных связей циклоокта-1,5-диена. Структура комплекса такова:



В) Две молекулы бутадиена вытесняют циклоокта-1,5-диен из $Ni(COD)_2$, происходит циклодимеризация и далее снова вытеснение циклоокта-1,5-диена бутадиеном. Схематично механизм можно изобразить так:



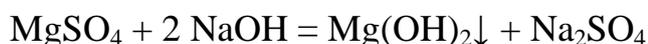
Г) Наличие катализатора не является обязательным, бутадиен уже при комнатной температуре (а при нагревании ещё быстрее) димеризуется в **Y** по реакции Дильса-Альдера.



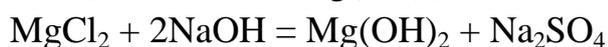
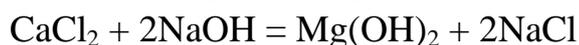
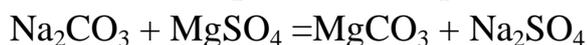
3.2. Заключительный (городской) этап. Практический тур. 8 класс

Растворимость солей в воде и признаки протекающих реакций представлены ниже в таблице:

	CaCO ₃	Na ₂ CO ₃	NaCl	MgSO ₄
H ₂ O	↓	р	р	р
HCl	↑	↑	Р	р
NaOH	↓	р	р	↓



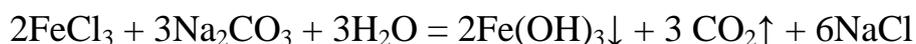
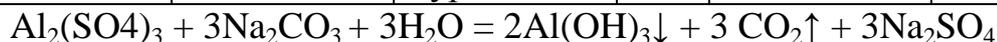
Реакции, которые можно провести между веществами:



9 класс

Признаки протекающих реакций представлены ниже в таблице:

	Al ₂ (SO ₄) ₃	FeCl ₃	HCl	Na ₂ CO ₃	NaI
Al ₂ (SO ₄) ₃				осадок и газ	
FeCl ₃				осадок и газ	Бурый цвет
HCl				газ	
Na ₂ CO ₃	осадок и газ	осадок и газ	газ		
NaI		Бурый цвет			



10 класс

Реакции, протекающие при титровании:



Выбор индикатора:

При титровании в точки эквивалентности образуются соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием и слабая кислота, поэтому среда раствора – слабокислая. Подходящие индикаторы – метиловый оранжевый или метиловый красный.

Ход работы:

- 1) Навеску смеси из химического стакана через воронку без потерь перевести в мерную колбу.
- 2) Задачу в мерной колбе довести до метки дистиллированной водой, тщательно перемешать.
- 3) Отобрать пипеткой на 20 мл исследуемый раствор и перенести его в коническую колбу или химический стакан для титрования.
- 4) Добавить 3 капли выбранного индикатора и титровать раствором H₂SO₄ до точки эквивалентности.

5) Заполнить таблицу.

	Объем исследуемого раствора	Объем раствора H ₂ SO ₄
1	20 мл	
2	20 мл	
3	20 мл	

6) Провести расчеты

Формула для расчета количества карбонатов:

$$n = \frac{N \cdot V_r \cdot V_{м.к.}}{2 \cdot 1000 \cdot V_{п}}$$

N – нормальная концентрация раствора кислоты

V_к - объем раствора кислоты

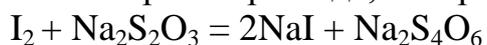
V_{м.к.} – вместимость мерной колбы

V_п – вместимость пипетки

11 класс

Метод анализа:

Иодометрия, обратное титрование. К определяемому веществу добавляют избыток раствора иода, который оттитровывают раствором тиосульфата натрия.



Ход работы:

1. Провести прямое титрование (титрование А)

А) Отобрать в химический стакан или коническую колбу 20 мл раствора I₂.

Б) Титровать раствор иода раствором тиосульфата натрия до бледно-желтой окраски.

В) Добавить 1 мл индикатора (раствор крахмала) и титровать раствор дальше до обесцвечивания раствора.

2. Задачу в мерной колбе довести до метки, тщательно перемешать.

3. Провести обратное титрование (титрование В)

А) Отобрать пипеткой 20 мл раствора аскорбиновой кислоты в хим. стакан или коническую колбу.

Б) В ту же колбу или стакан из бюретки или пипеткой добавить 20 мл раствора I₂

В) Титровать раствором Na₂S₂O₃ до бледно- желтой окраски раствора, добавить 1 мл раствора крахмала и титровать дальше до обесцвечивания раствора.

4. Данные титрования занести в таблицу.

Титрование А

	Объем раствора I ₂	Объем раствора Na ₂ S ₂ O ₃
1	20 мл	

2	20 мл	
3	20 мл	

Титрование В

	Объем раствора I ₂	Объем раствора аскорбиновой кислоты	Объем раствора Na ₂ S ₂ O ₃
1	20 мл	20 мл	
2	20 мл	20 мл	
3	20 мл	20 мл	

5. Рассчитать содержание аскорбиновой кислоты (в г) в объеме мерной колбы.

Формула для расчета

$$m = \frac{N \cdot \Xi \cdot (V_A - V_B) \cdot V_{\text{м.к.}}}{1000 \cdot V_{\text{п}}}$$

N – нормальная концентрация р-ра Na₂S₂O₃

Ξ – эквивалентная масса аскорбиновой кислоты

V_A - объем раствора Na₂S₂O₃, пошедший на прямое титрование

V_B - объем раствора Na₂S₂O₃, пошедший на обратное титрование

V_{м.к.} – вместимость мерной колбы

V_п – вместимость пипетки

4. Итоги олимпиады

Победители олимпиады

Фамилия, имя, отчество	Регион	Школа
8 класс		
Беляев Вадим Евгеньевич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Думпис Сергей Янович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Ежов Максим Вячеславович	г. Бор, Нижегородская область	МБОУ СОШ № 8
Каралаш Сергей Андреевич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Малыгин Кирилл Юрьевич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Рябков Антон Игоревич	г. Тихвин, Лен.область	МОУ СОШ № 1
Хлопотин Николай Викторович	г. Санкт-Петербург	ГОУ СОШ №318
9 класс		

Блинова Дарья Владимировна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Журавлев Глеб Сергеевич	г. Тихвин, Лен. область	МОУ Лицей № 8
Львова Елизавета Яковлевна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Мартынов Дмитрий Кузьмич	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Мельникова Катя Александровна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Рябкова Варвара Александровна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 45
Шершнева Иван Алексеевич	г. Санкт-Петербург	МБОУ Гимназия № 261
10 класс		
Дмитриев Игорь Андреевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Котюргин Александр Павлович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ЦО "СПбГДТЮ" - Аничков лицей
Кренин Глеб Игоревич	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Лентин Иван Ильич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Павлова Анжела Владимировна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 526
Соловьев Арсений Сергеевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
11 класс		
Ботин Андрей Арсеньевич	г. Ярославль	МОУ СОШ № 33
Гаврон Анна Сергеевна	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Лебедева Таисия Антоновна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 92
Митичева Елизавета Александровна	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Поспелов Александр Алексеевич	г. Вологда	МОУ Гимназия № 2
Сидорова Ксения Сергеевна	г. Великий Новгород	МАОУ "Первая университетская гимназия"
Тепяева Анна Алексеевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Чапля Владислава Олеговна	г. Миасс, Челябинская область	МАОУ Лицей № 6

Призеры олимпиады (диплом II степени)

Фамилия имя отчество	Регион	Школа
8 класс		
Афонькина Анастасия Юрьевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Бочаров Глеб Станиславович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия №526
Брувер Павел Константинович	г. Челябинск	МАОУ Лицей № 77
Забабурин Полина Игоревна	г. Великий Новгород	МАОУ СОШ № 26
Нагаева Олеся Александровна	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Назаров Нурлан Алекберович	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Парамонов Михаил Алексеевич	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Потапов Артем Владимирович	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Режапов Руслан Фларисович	г. Трехгорный, Челябинская область	МБОУ СОШ № 112
Сальникова Елизавета Сергеевна	с. Старобурново, республика Башкортостан	МБУ Средняя школа с. Старобурново
Скумина Полина Сергеевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ №578
Слепнёв Дмитрий Алексеевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ школа №639
Федосейкин Дмитрий Игоревич	г. Полярный, Мурманская область	МБОУ Гимназия
Хомутинникова Мария Алексеевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Цуганова Виктория Руслановна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ №578
Шакурова Алсу Ильязовна	г. Буинск, республика Татарстан	МОУ СОШ № 6
9 класс		
Бутакова Ольга Владимировна	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Денисик Никита Александрович	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Киселев Роман Николаевич	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Ковригина Анастасия Игоревна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Компаниец Анастасия Александровна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Марченко Юрий Александрович	г. Санкт-Петербург	МБОУ Гимназия № 402

Пажельцев Василий Витальевич	г. Санкт-Петербург	МБОУ Назиевская СОШ
Полевик Алексей Олегович	г. Москва	ГБОУ Школа-интернат "Интеллектуал"
Родионова Светлана Владимировна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Школа № 578
10 класс		
Арязева Нина Валерьевна	г. Миасс, Челябинская область	МАОУ Лицей № 6
Гостева Наталья Александровна	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Дерябина Рената Дмитриевна	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Нгуен Туан Киет	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Никифорова Кристина Вадимовна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Подлужный Иван Андреевич	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Родионова Анна Дмитриевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Филиппов Илья Павлович	г. Гатчина, Ленинградская область	МБОУ "Гатчинский лицей № 3"
Цветкова Светлана Вячеславовна	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Шолина Екатерина Андреевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
11 класс		
Батаева Светлана Вадимовна	г. Москва	ГБОУ Школа-интернат "Интеллектуал"
Богданова Полина Сергеевна	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Будкевич Инна Николаевна	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Замыслов Богдан Эдуардович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Лицей № 369
Корнатов Александр Николаевич	г. Кириши, Ленинградская область	МОУ СОШ № 8
Легатова Валерия Александровна	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Лысиков Артемий Сергеевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56
Любимовский Сергей Олегович	г. Ярославль	МОУ СОШ № 33
Мороз Татьяна Вячеславовна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 578
Остудин Александр Дмитриевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56
Пьянкова Диана Владиславовна	г. Миасс, Челябинская область	МАОУ Лицей № 6

Самохвалова Светлана Андреевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 98
Татауров Максим Владимирович	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Чернышева Анна Михайловна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Шарапов Николай Константинович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Лицей № 214
Юнусов Тимур Ильдарович	г. Сосновый Бор, Ленинградская область	МБОУ Лицей № 8

Призеры олимпиады (диплом III степени)

Фамилия, имя, отчество	Регион	Школа
8 класс		
Арчакова Эллиса Магамедовна	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Баранов Александр Геннадьевич	г. Самара	МБОУ Лицей «Классический»
Борискова Елизавета Юрьевна	г. Трехгорный, Челябинская область	МБОУ СОШ № 112
Витман Егор Денисович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ЦО "СПбГДТЮ" Аничков лицей
Галанов Кирилл Константинович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия №526
Голубцов Роман Владимирович	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Жукова Надежда Павловна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Зубанкова Алина Евгеньевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Клабуков Артём Маркович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Кондауров Герман Владимирович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 286
Кузьмичев Артем Михайлович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 695 "Радуга"
Лискин Николай Вячеславович	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Любарский Максим Александрович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Лицей №214
Митенева Софья Евгеньевна	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Пичкалов Валерий Евгеньевич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Полякова Маргарита Николаевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия №526
Ракицкий Михаил Александрович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Лицей №150
Ухлоva Валерия Дмитриевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»

9 класс		
Байдюк Вадим Михайлович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Борисова Валерия Валерьевна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Гончар Дарья Ивановна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Завалишин Арсений Дмитриевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Истомин Иван Александрович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ФМЛ № 30
Ковалев Константин Андреевич	г. Полярный, Мурманская область	МБОУ Гимназия
Кормашов Кирилл Сергеевич	г. Вологда	МОУ СОШ № 7
Лагута Дмитрий Сергеевич	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Мартыненко Александр Александрович	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Половцева Анна Александровна	г. Самара	МБОУ Лицей "Классический"
Пюккенен Армас-Пиетари Андреевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Семенова Алиса Николаевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 116
Утешев Иван Александрович	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
10 класс		
Берсенов Егор Андреевич	г. Челябинск	МБОУ Лицей № 11
Ганеева Алиса Маратовна	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Голубев Артем Алексеевич	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Гузовский Евгений Юрьевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Гусев Илья Валерьевич	г. Ярославль	МОУ СОШ № 33
Клименко Роман Игоревич	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Крамынин Леонид Александрович	пос. Петровское, Ленинградская область	МОУ Петровская СОШ
Москвичев Даниил Олегович	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Надпорожская Лидия Федоровна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Полянский Дмитрий Алексеевич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Суровцев Александр Сергеевич	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ

Штырц Герман Александрович	г. Великий Новгород	МАОУ "СОШ № 26
11 класс		
Боровский Сергей Вячеславович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56
Гаврилов Владислав Евгеньевич	г. Ярославль	МОУ СОШ № 9
Данилов Степан Егорович	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Денисенко Вячеслав Евгеньевич	г. Полярный, Мурманская область	МБОУ Гимназия
Кихай Татьяна Федоровна	г. Вологда	МОУ СОШ № 8
Коморина Анастасия Игоревна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56
Лазарев Юрий Вадимович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56
Лаушкина Кристина Васильевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Манюхина Виктория Олеговна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56
Матвеева Регина Александровна	г. Самара	МБОУ Гимназия № 4
Наумкина Анна Михайловна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Начаркина Анастасия Витальевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей - центр для одаренных детей"
Панкратов Андрей Дмитриевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 92
Погодаев Алексей Михайлович	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Помазунов Ростислав Сергеевич	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Сапова Мария Дмитриевна	г. Санкт-Петербург	Лицей "Физико-техническая школа"
Солдатенкова Ольга Витальевна	г. Санкт-Петербург	Вторая Санкт-Петербургская Гимназия
Файков Илья Ильич	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Федоркова Юлия Олеговна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 92
Шельганов Павел Александрович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 658

Похвальные отзывы

Фамилия, имя,	Регион	Школа
8 класс		
Бадаева Медина Савильевна	г. Самара	МБОУ Лицей «Классический»
Безенов Данил Валерьевич	г. Обнинск, Калужская область	МБОУ Лицей ФТШ
Белов Владимир Андреевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Лицей № 408
Берхман Александра Юрьевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ФМЛ № 239
Большаков Даниил Кириллович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 382
Герасименко Алиса Игоревна	г. Челябинск	МБОУ Гимназия № 10
Долгих Александр Константинович	г. Обнинск, Калужская область	МБОУ Лицей ФТШ
Захарков Александр Александрович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ФМЛ № 239
Ильин Олег Алексеевич	г. Великий Новгород	МАОУ Гимназия № 2
Комарова Анна Анатольевна	г. Самара	МБОУ Лицей «Классический»
Краснов Алексей Андреевич	г. Трехгорный, Челябинская область	МБОУ СОШ № 112
Манжосин Вячеслав Александрович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ФМЛ № 239
Махно Артем Юрьевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 167
Михирева Ангелина Дмитриевна	г. Обнинск, Калужская область	МБОУ Лицей ФТШ
Орешкова Ангелина Сергеевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 526
Прокофьев Никита Андреевич	г. Великий Новгород	МАОУ СОШ № 26
Сергеева Анна Михайловна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 175
Столяров Иван Игоревич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Лицей № 150
Хуморова Алия Руслановна	г. Самара	МБОУ Лицей «Классический»
Червяков Дмитрий Павлович	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Шанава Георгий Гочевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 230
9 класс		
Артемьева Анастасия Алексеевна	г. Миасс, Челябинская область	МБОУ Лицей № 6
Иванова Алина Владиславовна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 116
Исляев Роман Евгеньевич	с. Маядык, республика Башкортостан	МБОУ СОШ с. Маядык
Кабалюк Евгения Олеговна	г. Полярный, Мурманская область	МБОУ Гимназия

Каллаур Юлия Игоревна	г. Инта, республика Коми	МБОУ Лицей № 1
Картамышев Илья Игоревич	г. Обнинск, Калужская область	МБОУ Лицей ФТШ
Лазуткина Екатерина Алексеевна	г. Саранск	ГБНОУ РМ «Республиканский лицей - Центр для одаренных детей»
Панов Алексей Александрович	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Пурецкий Владислав Константинович	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Скобаро Анна Сергеевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 526
Степанов Павел Игоревич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 157
10 класс		
Богданова Марина Сергеевна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ СОШ № 230
Демидова Татьяна Игоревна	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Ершов Иван Иванович	г. Вологда	БОУ ВО ВМЛ
Коваленко Илья Викторович	г. Москва	ГБОУ школа-интернат "Интеллектуал"
Коробов Артем Владимирович	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Кукушкин Владимир Александрович	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей-центр для одаренных детей"
Михайлов Евгений Викторович	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Наумова Клавдия Александровна	г. Саранск	ГБНОУ РМ "Республиканский лицей-центр для одаренных детей"
Новиков Иван Васильевич	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Папина Наталья Николаевна	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Прунский Дмитрий Алексеевич	г. Тихвин, Ленинградская область	МОУ СОШ № 1
Рубичева Любовь Геннадьевна	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
Сергеев Антон Игоревич	г. Ярославль	МОУ СОШ № 88
Соколов Андрей Игоревич	г. Москва	ГБОУ школа-интернат "Интеллектуал"
Тарасов Артем Александрович	г. Санкт-Петербург	АГ СПбГУ
11 класс		
Бельшева Дарья Александровна	г. Рыбинск	МОУ Лицей № 2

Богданова Екатерина Андреевна	г. Москва	ГБОУ школа-интернат "Интеллектуал"
Буланов Максим Дмитриевич	г. Сосновый Бор, Ленинградская область	МБОУ Лицей № 8
Вахренев Роман Геннадьевич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ ПФМЛ № 239
Горохова Елизавета Константиновна	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 92
Жемчугова Ольга Александровна	г. Ярославль	МОУ СОШ № 43
Кунакбаев Эмиль Вячеславович	г. Челябинск	МАОУ Лицей № 35
Шперлинг Максим Игоревич	г. Санкт-Петербург	ГБОУ Гимназия № 56

5. Сведения о составителях заданий

1. Байгозин Денис Владиславович – ведущий разработчик ООО «Аквафор», победитель СПб олимпиады школьников по химии 1998 – 2001 гг., призер заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников по химии 2001 г. Участвует в организации и проведении олимпиады с 2002 года; в настоящее время – председатель оргкомитета Олимпиады, куратор проведения Олимпиады среди учащихся 11-х классов.

2. Злотников Эдуард Григорьевич – кандидат химических наук, доцент кафедры методики преподавания химии РГПУ им. А.И.Герцена, почетный доцент РГПУ; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 1970 года; член предметно-методической комиссии по проведению Всероссийской (Всесоюзной) олимпиады школьников по химии с 1970 года; в настоящее время – куратор проведения Олимпиады среди учащихся 9-х классов.

3. Скрипкин Михаил Юрьевич – кандидат химических наук, доцент кафедры общей и неорганической химии СПбГУ; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 1991 года; член предметно-методической комиссии по проведению Всероссийской олимпиады школьников по химии в 1995 – 1998 годах; в настоящее время – куратор проведения Олимпиады среди учащихся 10-х классов.

4. Хлебникова Лариса Александровна – педагог дополнительного образования ФМЛ № 239; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 1994 года; в настоящее время – куратор проведения практического тура Олимпиады.

5. Бегельдиева Светлана Михайловна – заместитель директора школы № 167 по воспитательной работе; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2009 года; в настоящее время – куратор проведения Олимпиады среди учащихся 8-х классов.

6. **Ванин Александр Александрович** – кандидат химических наук, доцент кафедры физической химии СПбГУ; призер заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников по химии 1995 года; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2012 года; в настоящее время – председатель предметно-методической комиссии.

7. **Миссюль Борис Викторович** – научный сотрудник НИИЭМ РАМН, педагог дополнительного образования ФМЛ № 239; призер заключительного этапа Всесоюзной олимпиады школьников по химии в 1973 году; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 1997 года; в настоящее время - тренер сборной Санкт-Петербурга на заключительном этапе Всероссийской олимпиады школьников по химии.

8. **Антонова Дарья Сергеевна** - лаборант ГБОУ ФМЛ № 239; призер Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2007-2009 гг.; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской олимпиады школьников по химии с 2011 года; в настоящее время - ответственный секретарь олимпиады.

9. **Гусев Илья Михайлович** – кандидат химических наук, сотрудник Ресурсного центра «Термогравиметрические и калориметрические методы исследования» Научного парка СПбГУ; призер Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2003 года; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2007 года; в настоящее время – член предметно-методической комиссии.

10. **Ростовский Николай Витальевич** – кандидат химических наук, ассистент кафедры органической химии СПбГУ; призер заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников по химии в 2003 – 2005 годах; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2010 года; в настоящее время – член предметно-методической комиссии.

11. **Башмаков Виктор Яковлевич** – заслуженный учитель Российской Федерации, народный учитель Российской Федерации; подготовил более десяти победителей и призеров заключительного этапа Всероссийской (Всесоюзной) олимпиады школьников по химии.

12. **Пошехонов Игорь Сергеевич** – студент Института химии СПбГУ; победитель Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2009 и 2010 гг.; призер заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников по химии 2011 года; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2012 года.

13. **Михайлов Кирилл Игоревич** – студент Института химии СПбГУ; призер Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2010 г., победитель Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2011 и 2012 гг.; призер заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников по химии 2012 года; участвует в организации и

проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2013 года.

14. **Бахманчук Елена Николаевна** – магистр Института высоких технологий КНУ имени Т.Шевченко, Киев. Призер Украинской олимпиады школьников по химии.

15. **Мосягин Иван Павлович** – студент Института химии СПбГУ; призер Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2011 г., победитель Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии 2012 и 2013 гг.; призер заключительного этапа Всероссийской олимпиады школьников по химии в 2012 и 2013 годах; участвует в организации и проведении Санкт-Петербургской городской олимпиады школьников по химии с 2014 года.