
Министерство образования и науки Украины
Харьковский национальный университет имени В. Н. Каразина
Харьковский областной научно-методический институт непрерывного образования

**Харьковская областная
химическая олимпиада
2009 года**

Задачи и решения

Харьков 2009

Колосов М.А., Ельцов С.В., Кийко С.М., Никитина Н.А., Комарицкий И.Л., Чуйко Ю.И. Харьковская областная химическая олимпиада 2009 года: Задачи и решения. Учебно-методическое пособие. Харьков: ХНУ имени В.Н.Каразина, ХОНМИНО, 2009. 49 с.

Пособие содержит задачи III-го этапа 46-ой Всеукраинской химической олимпиады в Харьковской области и их решения. Предназначено для учителей химии и школьников, а также для всех, кто интересуется химией.

При подготовке заданий олимпиады использованы задачи, идеи и предложения Ващенко В.В., Доценко В.В., Ельцова С.В., Кандаскалова Д.В., Колосова М.А., Корсуна А.Н., Никитиной Н.А., Ткаченко В.В., Кийко С.М., Комарицкого И.Л.

Рецензенты:

В.И.Рубцов – доцент кафедры физической химии ХНУ имени В.Н.Каразина, кандидат химических наук, доцент;

Е.А.Решетняк – доцент кафедры химической метрологии ХНУ имени В.Н.Каразина, кандидат химических наук, доцент.

Рекомендовано к печати Ученым советом химического факультета ХНУ имени В.Н.Каразина (протокол №3 от 20 марта 2009 года)

Жюри III-го этапа химической олимпиады в Харьковской области:

Колосов М.А. – председатель жюри,

Ельцов С.В. – куратор 8 класса,

Кийко С.М. – куратор 9 класса,

Никитина Н.А. – куратор 10 класса,

Шкумат А.П. – куратор 11 класса,

Холин Ю.В. – эксперт олимпиады,

Чуйко Ю.И. – методист ХОНМИНО

© Колосов М.А., Ельцов С.В.,
Кийко С.М., Никитина Н.А.,
Комарицкий И.Л., Чуйко Ю.И., 2009.

Дорогие друзья!

Перед вами – сборник задач, решений и ответов Харьковской областной химической олимпиады 2009 года. В него вошли более 40 задач двух теоретических, а также 4 задания практического тура Олимпиады, над созданием которых в течение почти 4-х месяцев работала команда жюри, а над решением – в течение всего лишь нескольких часов – трудились три сотни школьников области.

Издание подобных сборников не просто позволяет представить задания и решения в одной брошюре, но и ознакомить учеников и их наставников с результатами выступления своих коллег на областной Олимпиаде, а также команды области на Всеукраинской олимпиаде. Кроме того, подобные сборники дают представление о том, как, следуя тенденциям Международной и Всеукраинской олимпиад, меняются сами задания – стиль и форма их подачи, наполнение и подходы к решениям.

Благодаря тому, что в коллектив жюри Олимпиады входят ученые-химики всех направлений, мы стараемся идти в ногу со временем, которое щедро предоставляет экспериментальные данные по наночастицам, микроволновому и ультразвуковому синтезу, новым инструментальным методам анализа, катализу, современным методам органического и неорганического синтеза и многим-многим другим областям химического знания. Ну, а наличие в жюри студентов и аспирантов дает молодую энергию, задор, новые формулировки и современный язык общения.

Участие школьника в Областной олимпиаде само по себе уже является значительным успехом. Тем не менее, у Олимпиады есть и победители (они представлены в конце сборника) и победители 2-го, отборочного тура – участники Всеукраинской олимпиады. В 2009 году ими стали: Шморгун Ольга и Запорожец Ирина (8 класс), Харченко Евгений и Зайцева Снежана (9 класс), Звягин Евгений, Дзюба Максим и Кузнецов Михаил (10 класс), а также Фарафонов Владимир (11 класс).

Как и в предыдущие годы, наша команда достойно выступила на Всеукраинской олимпиаде, завоевав высокое 4 командное место, а все ребята заняли призовые места: Звягин Евгений – 1 место, Шморгун Ольга, Дзюба Максим – 2 место, Запорожец Ирина, Харченко Евгений, Зайцева Снежана, Кузнецов Михаил, Фарафонов Владимир – 3 место.

Желаю вам получить удовольствие при разборе и решении наших заданий!

Председатель Жюри

М. Колосов

ЗАДАНИЯ 1-ГО ТУРА

8 класс

1. Число Авогадро. 1 моль любого вещества содержит $6.0221 \cdot 10^{23}$ частиц или молекул. Пользуясь таблицей Менделеева, рассчитайте абсолютные массы (в граммах) одной молекулы кислорода и одной молекулы озона. Какой объем (в литрах) приходится на одну молекулу этих газов при стандартных условиях ($t = 25\text{ }^\circ\text{C}$, $p = 1.013 \cdot 10^5\text{ Па}$)?

2. Оксиды. Согласно определению, приведенному в Химической энциклопедии (Т.3. М.: "Большая российская энциклопедия", 1992. С. 353), "оксидами называют вещества, состоящие из атомов какого-нибудь элемента и атомов кислорода, находящихся в степени окисления -2 ". Все оксиды делятся на две группы – солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие, в свою очередь, подразделяются на три типа – основные, амфотерные и кислотные. На основании каких свойств оксидов выделяют их группы и типы? Классифицируйте приведенные ниже соединения элементов с кислородом: Na_2O , Al_2O_3 , NO , Cl_2O , Cl_2O_5 , CO , CO_2 , H_2O , H_2O_2 , OF_2 . Объясните, почему указанные вещества отнесены Вами к тому или иному типу или группе соединений.

3. Взрыв. При взрыве газообразной смеси водорода с кислородом образовался водяной пар и осталось 7.2 л (н.у.) непрореагировавшего кислорода, при этом также выделилось 1.6 МДж теплоты. Рассчитайте массу и объем (при н.у.) исходной смеси, а также массовые и мольные доли компонентов в ней, если известно, что теплота образования водяного пара составляет 241.8 кДж/моль.

4. Растворимость сахара в воде. При $15\text{ }^\circ\text{C}$ к 200 мл водного раствора сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) с массовой долей растворенного вещества 50% и плотностью 1.23 г/см^3 добавили 150 г $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. После перемешивания раствор отфильтровали, а полученный осадок высушили. Масса сухого осадка составила 35.72 г, а плотность фильтрата – 1.33 г/см^3 . Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию сахарозы в насыщенном водном растворе.

5. Получение хлора и щелочи. В промышленности хлор получают электролизом водного раствора хлорида натрия, при этом кроме хлора в качестве продуктов реакции образуются газообразный водород и гидроксид натрия. Рассчитайте объем образовавшегося хлора (в пересчете на н.у.), если для проведения процесса было взято 5 т раствора с массовой долей NaCl , равной 27%, а после электролиза осталось 4180 л раствора с содержанием NaCl 170 г/л. Какова молярная концентрация NaCl и NaOH в оставшемся растворе? Какую максимальную массу твердого товарного продукта NaOH можно получить из этого раствора, если известно, что потери основного продукта при очистке составляют 2%, а после очистки он содержит в качестве примеси 3.2% (по массе) хлорида натрия.

6. Теория горения. В начале XVII века основной теорией, объясняющей сущность процесса горения, была теория флогистона, созданная немецким хи-

миком Г.Э.Шталем. Согласно этой теории, все способные гореть вещества содержат флогистон – невидимый флюид, выделяющийся из вещества при его горении или прокаливании; добавляя же к продуктам горения флогистон из богатого им вещества, например, угля, можно получить исходное вещество. Наиболее противоречивым положением этой теории было то, что в ряде случаев приходилось считать, что флогистон имеет отрицательный вес. Какие опыты могли служить основанием для создания теории флогистона? Приведите три уравнения реакций, которые могут формально подтверждать теорию флогистона, укажите условия их протекания. Эта теория была опровергнута опытами А.Л.Лавуазье и М.В.Ломоносова, которые доказали, что при горении большинства веществ происходит присоединение кислорода к ним. Какие химические эксперименты являются подтверждением кислородной теории горения? Приведите три уравнения реакций (с условиями их протекания), которые подтверждают кислородную теорию горения.

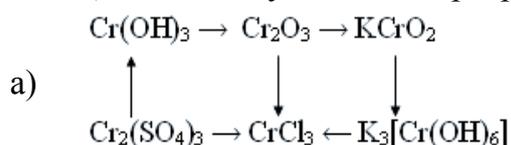
7. Задание экспериментального тура. Для проведения опытов юные химики приготовили водные растворы некоторых неорганических веществ: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 , BaCl_2 , H_2SO_4 и NaOH . Затем, однако оказалось, что они забыли подписать колбы с приготовленными растворами. Чтобы установить содержимое каждой колбы, они решили не использовать дополнительные реактивы, а смешать растворы попарно. Сначала они пронумеровали колбы, а потом отливали из них небольшое количество раствора в отдельные пробирки. При попарном смешивании растворов в пробирках наблюдались такие изменения: при добавлении раствора из 1-ой колбы к раствору из 2-ой выпал белый мелкокристаллический осадок, $1 + 3 \rightarrow$ изменений нет, $1 + 4 \rightarrow$ выпал белый мелкокристаллический осадок, $1 + 5 \rightarrow$ выпал белый мелкокристаллический осадок; $2 + 3 \rightarrow$ изменений нет, $2 + 4 \rightarrow$ выделился газ, $2 + 5 \rightarrow$ изменений нет; $3 + 4 \rightarrow$ изменений нет, $3 + 5 \rightarrow$ выпал белый студенистый осадок; $4 + 5 \rightarrow$ выделился газ и выпал белый студенистый осадок. Определите, раствор какого вещества находился в каждой колбе. Дайте пояснение явлениям, которые наблюдаются при смешивании растворов, и запишите уравнение реакций, которые при этом протекают.

9 класс

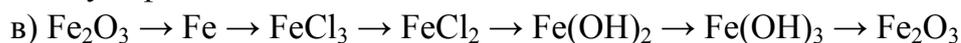
1. Сульфаты. Никелевую пластинку опустили в 200 г 10% раствора сульфата меди. Через некоторое время массовая доля образовавшегося вещества в растворе стала равной массовой доле сульфата меди.

- 1) Рассчитайте изменение массы пластинки.
- 2) Рассчитайте массовую долю образовавшегося вещества в полученном растворе.

2. Цепочки. Осуществите превращения:

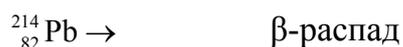
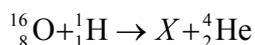
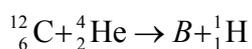
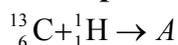


б) Белильная известь \rightarrow хлорид кальция \rightarrow бертолетова соль \rightarrow хлорид калия \rightarrow сульфат калия \rightarrow едкое кали.



3. Простое вещество. Пар простого вещества, образованного элементом E , при 900°C состоит из одинаковых молекул и в 2.2 раза тяжелее воздуха, а при 475°C содержит молекулы E_x и E_{x+2} и имеет среднюю молярную массу 238.08 г/моль. Найдите E , x , формулы и мольные доли молекул в паре при 475°C . Напишите уравнения реакций этого простого вещества со щелочью: а) при избытке щелочи; б) при избытке простого вещества. Назовите продукты реакций и укажите степени окисления элементов в них.

4. Ядерные реакции. Закончите ядерные реакции:



Справка: при α -распаде выделяется одна α -частица (ядро атома гелия), а при β -распаде – один электрон.

5. Золотистый оксид. Токсичный высший оксид **A** (золотистого цвета) реагирует с хлороводородной кислотой с образованием соединения **B** (H_2XCl_6 , **X** – неизвестный элемент). Определите **A**, если он содержит 61.23 % элемента **X**. Приведите уравнение реакции **A** с хлороводородной кислотой. Почему такие оксиды, как **A**, CO , SO_2 , NO_2 летучи, а Na_2O , MgO , Fe_2O_3 – нет? Что может быть причиной токсичности **A**?

6. Электролиз. Ток последовательно проходит через ряд электролизеров, в которых содержатся водные растворы таких электролитов: а) сульфата меди (II); б) бромиды висмута; в) хлорида железа (II). Какие количества веществ выделяются на электродах, если известно, что около анода последнего электролизера выделилось 1.4 л хлора (н.у.)? Приведите уравнения реакций.

7. Задание экспериментального тура. В две сухих пробирки вносят несколько черно-фиолетовых кристаллов простого вещества и добавляют дистиллированную воду. Вещество растворяется плохо и слегка окрашивает раствор в желто-коричневый цвет. В первую пробирку добавляем раствор иодида калия до полного растворения осадка простого вещества. Раствор приобретает интенсивную коричнево-бурую окраску. Во вторую пробирку вносим небольшое количество гидроксида натрия и слегка нагреваем. Раствор обесцвечивается, а осадок полностью растворяется. После охлаждения к полученному раствору приливаем разбавленную серную кислоту. Наблюдаем образование хлопьеобразного коричневого осадка исходного простого вещества.

1. Запишите уравнения всех химических реакций, протекающих в ходе опыта. Определите все вещества.

2. Какое простое вещество было взято для опыта? Какая качественная реакция на это простое вещество вам известна?

3. Где используется способность этого простого вещества хорошо растворяться в растворе иодида калия?

10 класс

1. Мел. В паспорте технического мела марки Omykarb 1ТКА указано, что он содержит 98.5 % (масс.) карбоната кальция. Для определения его состава навеска мела массой 11.0 г был обработан соляной кислотой, причем осталось 0.23 г нерастворимого остатка, а объем выделившегося газа составил 2.33 л (н.у.). Определите истинный состав мела Omykarb 1ТКА, если известно, что он состоит из карбоната кальция, основного карбоната магния и кремнезема, приведите уравнения реакций. Что происходит при разложении технического мела (1000 °С)? Где используются продукты разложения?

2. Загадочный осадок. Два юных химика насыщали раствор аммиака сероводородом и исследовали взаимодействие полученного раствора с раствором бихромата калия. Один химик разделил осадок, полученный после взаимодействия с бихроматом, на две части. К первой он добавил разбавленный раствор серной кислоты и увидел частичное растворение осадка; ко второй части он добавил избыток концентрированной азотной кислоты и наблюдал полное растворение осадка. Второй химик добавил щелочи к полученному осадку и тоже наблюдал полное его растворение при нагревании. Как объяснить полученные результаты, если оба химика правы? Подтвердите рассуждения уравнениями химических реакций.

3. Хамелеон. При осторожном упаривании 555.6 г ярко-розового раствора, содержащего 0.0389 мол. % хлорида неизвестного элемента **Z**, образуется только 2.86 г кристаллического вещества **A**. При дальнейшем прокаливании кристаллов **A** с последовательным увеличением температуры наблюдаются уменьшение массы, а также изменение окраски сухого остатка вплоть до образования кристаллов вещества **E**:

A	$\xrightarrow{50^{\circ}\text{C}}$...	$\xrightarrow{60^{\circ}\text{C}}$...	$\xrightarrow{90^{\circ}\text{C}}$...	$\xrightarrow{140^{\circ}\text{C}}$	E
розовая		розовая		фиолет.		голубая		голубая.

Известно также, что растворение каждого из веществ **A–E** в растворах нитрата серебра сопровождается выделением 3.44 г белого осадка.

1. Расшифруйте неизвестный элемент **Z** и вещество **A**. Чем объясняется изменение массы сухого остатка? Приведите качественный и количественный состав промежуточных продуктов в общем виде. Что представляет собой вещество **E**? Запишите уравнения.

2. Чем обусловлена окраска исходного раствора и кристаллов **A–E**? Объясните последовательное изменение окраски сухого остатка с увеличением температуры, если известно, что кристаллы веществ **A–E** состоят из октаэдрических структурных единиц.

4. Бактерии, поедающие руду. 10% всей производимой в США меди получают с помощью бактерий – «пожирателей» колчедана (халькопирита, CuFeS_2). Такой процесс называется *бактериальным выщелачиванием*. Эти бактерии получают необходимую для своего существования энергию за счет серии реакций с участием ионов, входящих в состав колчедана. Запишите уравнение реакции получения меди за счет бактериального выщелачивания, если оптимальными условиями для жизнедеятельности бактерий являются pH 2, температура 20-35°C и наличие воздуха, медь получают в растворе, а образующиеся соединения стабильны? Предложите способ выделения меди из этого раствора, запишите уравнения реакций. Как, применяя стандартные металлургические методы, можно получить медь из колчедана? Приведите уравнения реакций.

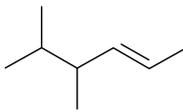
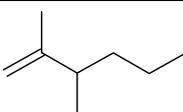
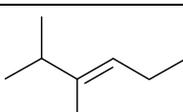
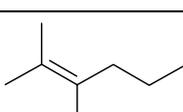
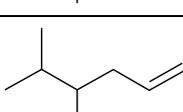
5. Шестичленник. Химик решил определить структурную формулу ненасыщенного углеводорода **A** (88.45 % углерода, 11.55 % водорода), который содержит шестичленный цикл. Восстановительный озонолиз **A** привел к образованию двух веществ **B** ($\omega_{\text{C}} = 55.81\%$, $\omega_{\text{H}} = 6.8\%$) и **B** ($\omega_{\text{C}} = 60.0\%$, $\omega_{\text{H}} = 8.0\%$). Известно, что **A** реагирует с ацетиленом, с бромоводородом взаимодействует против правила Марковникова, а вещество **B** не дает реакцию серебряного зеркала.

1. Расшифруйте неизвестные вещества, приведите их структурные формулы и уравнения реакций.

2. Какой реактив применяется в реакции серебряного зеркала? Дает ли эту реакцию вещество **B**?

3. Напишите реакцию взаимодействия углеводорода **A** с ацетиленом. Как она называется? Как **A** взаимодействует с бромоводородом?

6. Алкены. В таблице неправильно соотнесены алкены и энтальпии их образования:

Алкен	ΔH_f^0 , кДж/моль	Название
	-24	
	-26.5	
	-24.5	
	-27	
	-29	

1. Назовите алкены по номенклатуре IUPAC.

2. Поставьте энтальпии образования в правильное соответствие с алкенами, допуская, что энтропийный фактор для всех одинаков.

3. Из наименее стабильного алкена синтезируйте наиболее стабильный.

4. Какие из этих алкенов могут иметь геометрические изомеры? Приведите структурные формулы изомеров.

5. Может ли алкен с энтальпией -26.5 кДж/моль самопроизвольно изомеризоваться в алкен с энтальпией -24 кДж/моль?

7. Задание экспериментального тура. Раствор хлорида неизвестного металла наливают в 2 пробирки. К одной прибавляют раствор KSCN, ко второй – $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдения помогут вам определиться, какой металл используется в задаче. Раствор хлорида металла разделили на 3 пробирки, измерили pH раствора (объясните наблюдаемое). Затем в первую добавили раствор хлороводородной кислоты, ко второй раствор карбоната натрия. В третью пробирку добавили раствор йодида калия, после изменения цвета раствора в ту же пробирку добавили органический растворитель. После завершения реакции органический слой отобрали, а оставшийся раствор разделили на 2 пробирки. К одной добавили раствор KSCN, ко второй – раствор $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте наблюдения, объясните явления, запишите уравнения протекающих химических реакций.

11 класс

1. Осторожно – магний! Ниже представлены стандартные энтальпии образования и энтропии некоторых неорганических веществ в стандартных условиях:

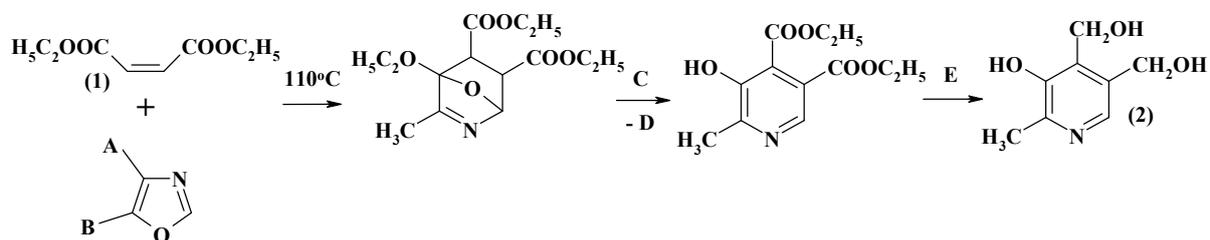
Вещество	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	S^0 , Дж/(моль·К)
Mg (тв.)	0	33
C (тв.)	0	6
CO ₂ (г.)	-394	214
MgO (тв.)	-601	27
H ₂ O (ж.)	-286	70
Si (тв.)	0	19
SiO ₂ (тв.)	-911	42
H ₂ (г.)	0	131

1. Оцените, можно ли тушить раскаленный (500 °C) магний углекислотным огнетушителем? водой? песком? Ответ подтвердите расчетами и уравнениями реакций. Зависимостью энтальпии и энтропии от температуры, а также энергетическими затратами на нагрев и фазовые переходы веществ пренебрегите.

2. Чем бы Вы тушили раскаленный магний?

3. После проведения реакции Вюрца у Вас остался непрореагировавший избыток натрия. Как его утилизировать (если его мало) или переработать (если натрия много)?

2. Пиридоксин. Пиридоксин (витамин В₆) является источником кофермента аминотрансфераз – пиридоксальфосфата (потребность для взрослого человека составляет 2-2.5 мг/сут.). Существует ряд химических методов синтеза пиридоксина, один из которых приведен ниже:



1. Расшифруйте обозначения **A**, **B**, **C**, **D**, **E** (условия реакции, функциональные группы).

2. Предложите путь синтеза соединения (1), исходя из неорганических соединений.

3. Как будет реагировать пиридоксин (2): а) с концентрированной соляной кислотой; б) концентрированной щелочью; в) SOCl_2 ; г) уксусным ангидридом? Приведите уравнения реакций.

3. Окисление. Считается, что **A** – ядовитое соединение. Это не совсем так. На самом деле, при попадании в организм **A** окисляется до соединения **B** (недавно признано канцерогеном), которое, в свою очередь, окисляется до вещества **C**. **B** эффективно связывает белки, а **C** наносит урон клеткам печени, окисляясь в итоге до нетоксичных продуктов **D** и **E**. Наиболее эффективным антидотом при отравлении **A** является вещество **F**, его ближайший гомолог, которое отвечает за конкурентное ингибирование соответствующих ферментов. Известно, что при реакции с избытком натрия 48 г вещества **A** выделяют столько же водорода, сколько 69 г вещества **F**, а вещества **B** и **C** дают реакцию серебряного зеркала. Соединения **A–C**, **F** являются продуктами основного органического синтеза.

1. Определите зашифрованные вещества, напишите уравнения реакций.

2. Как получают в промышленности соединения **A–C**, **F**?

4. Немного о таблице Менделеева. Для рядов: 1) HF , HCl , HBr , HI и 2) HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 : а) расположите вещества по усилению кислотных свойств; б) расположите вещества по увеличению восстановительной (ряд 1) и окислительной (ряд 2) способности. Как будут изменяться ионные радиусы в рядах: 3) O^{2-} , S^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} ; 4) C^{4+} , N^{3-} , O^{2-} , F^- ? Какие координационные числа наиболее характерны для соединений бора (III), серебра (I), серы (VI), кобальта (II), платины (II). Ответы объясните.

5. Минерал. Минерал **X** назван, согласно Плинию Старшему, по имени мифического греческого пастуха Магнеса, который впервые нашел его. Магнес один раз пас стадо возле холма над р. Хинду в Фессалии. Неожиданно посох с железным наконечником и подбитые гвоздями сандалии притянула к себе гора, сложенная сплошным серым камнем. Залежи этого минерала есть в Норвегии, США, России, а также на Украине.

Образец минерала массой 3.48 г растворили в разбавленной соляной кислоте без выделения газа. После прибавления гидроксида натрия к раствору без дос-

тупа воздуха образуется 4.56 г осадка и раствор хлорида натрия. Если провести аналогичный опыт в присутствии воздуха, масса осадка составит 4.815 г. Последний осадок отфильтровали и прокалили, а масса твердого остатка составила 3.843 г.

1. Определите химическую формулу минерала **X**, назовите его. Учтите, что при прокаливании лишь 80% осадка успело разложиться.

2. Напишите уравнения всех упомянутых превращений.

3. Напишите уравнение реакции этого минерала с оксидом углерода (II) при нагревании.

4. Из какого металла мог быть сделан наконечник посоха у Магнеса?

6. Тоненький органический синтез. Юный химик решил установить строение углеводорода **X** (т. кип. 31°C), бутылка с которым с незапамятных времен пылилась у него на подоконнике. Оказалось, что **X** содержит 85.63 % углерода, при гидрировании на платине превращается только в углеводород **A** (83.24 % углерода), а при взаимодействии с бромоводородом (без применения дополнительных реагентов) дает только продукт **B** (39.76 % углерода, 7.34 % водорода и бром). Как оказалось, взаимодействие **X** с бромоводородом в присутствии перекисей приводит к образованию двух веществ **C1** и **C2**, которые не отличаются по большинству физических свойств, однако вращают в разные стороны плоскость поляризации плоскополяризованного света. Юный химик также знал, что из **X** можно озонолизом с последующим восстановительным расщеплением получить известный растворитель **E** (66.63 % углерода, 11.18 % водорода и кислорода). Однако он пошел более длинным, но удобным в тонком органическом синтезе путем: он подействовал на раствор **X** с помощью OsO_4 , а смесь продуктов реакции (**D1** и **D2**) превратил в **E** действием NaIO_4 в воде. Мало того, он сумел в одну стадию превратить **E** в **X**!

1. Расшифруйте все вещества, назовите их по номенклатуре ИЮПАК, приведите схемы реакций, укажите реагенты и условия протекания.

2. Как разделить **C1** и **C2**? Почему вещества **B**, **C1** и **C2** являются мутагенами?

3. Напишите механизмы реакций $\text{X} \rightarrow \text{C1} + \text{C2}$ и $\text{X} \rightarrow \text{B}$.

7. Задание экспериментального тура. В химический стакан с водой приливают органическое соединение **X**, представляющее собой бесцветную жидкость со специфическим запахом, нерастворимую в воде. При интенсивном перемешивании в этот же стакан прибавляют избыток раствора серной кислоты. Образуется гомогенный светло-желтый раствор, который разделяют на две части. К одной части при перемешивании прибавляют раствор бромидов и бромата калия в соотношении 5:1, выпадает белый аморфный осадок. Ко второй части при интенсивном перемешивании приливают горячий раствор нитрита натрия, наблюдается постепенное выделение газа. При добавлении к этому раствору нескольких капель раствора FeCl_3 появляется интенсивное сине-фиолетовое окрашивание.

1. Определите соединение **X**.

2. Приведите уравнения реакций.

3. Что происходит с веществом **X** в случае его длительного хранения при контакте с воздухом и почему?

4. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно получить соединение **X** из метана и неорганических реагентов.

РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ 1-ГО ТУРА

8 класс

1. Число Авогадро. Относительная молярная масса простого вещества O_2 составляет 32 атомных единицы массы, а озона – 48 единиц. В качестве атомной единицы массы (а.е.м.) используется $1/12$ массы атома ^{12}C , поэтому 1 а.е.м. составляет $12/(12 \cdot 6.0221 \cdot 10^{23}) = 1.66057 \cdot 10^{-24}$ г. Следовательно, абсолютные массы молекул равны: кислорода – $32 \cdot 1.66057 \cdot 10^{-24} = 5.3138 \cdot 10^{-23}$ г, озона – $48 \cdot 1.66057 \cdot 10^{-24} = 7.9707 \cdot 10^{-23}$ г. Если допустить, что при стандартных условиях кислород и озон являются идеальными газами, то их молярный объем будет одинаковым; его можно найти из уравнения Менделеева–Клапейрона

$$V = RT / p = 8.314 \cdot 298 / 1.013 \cdot 10^5 = 0.02446 \text{ м}^3 = 24.46 \text{ л.}$$

Тогда объем, приходящийся на одну молекулу кислорода и озона при стандартных условиях, равен $24.46 / (6.0221 \cdot 10^{23}) = 4.0617 \cdot 10^{-23}$ л.

2. Оксиды. Несолеобразующие оксиды практически не растворимы в воде, а также в растворах кислот и щелочей. Кислотные оксиды при растворении в воде дают соответствующие кислоты, если же последние не растворимы, то кислотные оксиды образуются при отщеплении воды от кислот. Основные оксиды при растворении в воде дают соответствующие основания, или сами образуются при отщеплении воды от нерастворимых оснований. Также кислотные оксиды могут растворяться в растворах щелочей, а основные – в растворах кислот, при этом в обоих случаях образуются соли. Амфотерные оксиды обладают двойственной природой и способны реагировать как с кислотами, так и щелочами (соответствующие этим оксидам гидроксиды способны к такому взаимодействию). Наиболее ярким амфотерным оксидом является вода, которая диссоциирует с образованием ионов H^+ и OH^- . В соответствии с этими определениями классифицируем указанные вещества: NO и CO – несолеобразующие оксиды; Na_2O – основной оксид; Cl_2O , Cl_2O_5 , CO_2 – кислотные оксиды; Al_2O_3 , H_2O – амфотерные оксиды; H_2O_2 – пероксид, степень окисления атомов кислорода равна -1 ; OF_2 – фторид, степень окисления атомов кислорода равна $+2$.

3. Взрыв. Так как выделилось 1.6 МДж теплоты, то образовалось $1600/241.8 = 6.62$ моль воды. На образование такого количества воды необходимо 6.62 моль водорода и $6.62/2 = 3.31$ моль кислорода. Оставшийся кислород составляет $7.2/22.4 = 0.32$ моль, поэтому исходная смесь состояла из 6.62 моль водорода и $3.31 + 0.32 = 3.63$ моль кислорода, общее количество вещества в системе – $6.62 + 3.63 = 10.25$ моль, мольная доля водорода равна $6.62/10.25 = 0.6458$, кислорода – $1 - 0.6458 = 0.3542$. Объем исходной смеси при нормальных условиях равен $10.25 \cdot 22.4 \text{ л} = 229.6 \text{ л}$. Массы компонентов в смеси составляют: $6.62 \cdot 2 = 13.24$ г водорода и $3.63 \cdot 32 = 116.16$ г кислорода, масса смеси – $13.24 + 116.16 = 129.4$ г. Массовая доля водорода равна $13.24/129.4 = 0.1023$, а кислорода – $1 - 0.1023 = 0.8977$.

4. Растворимость сахара в воде. При растворении сахарозы в растворе часть ее растворяется с образованием насыщенного раствора, а часть – выпадает в осадок. Масса исходного раствора равна $200 \cdot 1.23 = 246$ г, а масса полученного насыщенного раствора сахарозы – $246 + 150 - 35.72 = 360.28$ г. В исходном растворе массы воды и $C_{12}H_{22}O_{11}$ одинаковы и составляют $246/2 = 123$ г. Вся вода находится в насыщенном растворе, поэтому масса сахарозы в нем равна $360.28 - 123 = 237.28$ г, а ее массовая доля составляет $237.28/360.28 = 0.6586$. Объем насыщенного раствора равен $360.28/1.33 = 270.89$ см³ = 0.271 л, количество вещества сахарозы равно $237.28/342 = 0.6938$ моль, а молярность раствора – $0.6938/0.271 = 2.56$ моль/л.

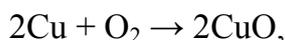
5. Получение хлора и щелочи. До электролиза в исходном растворе содержалось $5 \cdot 10^6 \times 0.27 = 1.35 \cdot 10^6$ г или $1.35 \cdot 10^6/58.5 = 2.308 \cdot 10^4$ моль соли. В оставшемся после электролиза растворе находится $170 \times 4180 = 7.11 \cdot 10^5$ г соли, что составляет $7.11 \cdot 10^5/58.5 = 1.215 \cdot 10^4$ моль. При электролизе водного раствора NaCl протекает реакция



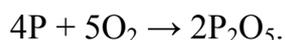
в результате которой из 1 моль соли образуется 1 моль щелочи и 0.5 моль хлора. Убыль хлорида натрия составляет $2.308 \cdot 10^4 - 1.215 \cdot 10^4 = 1.093 \cdot 10^4$ моль, поэтому в результате процесса образовалось $1.093 \cdot 10^4$ моль щелочи и $1.093 \cdot 10^4/2 = 5.465 \cdot 10^3$ моль газообразного хлора. Объем полученного хлора при нормальных условиях будет составлять $5.465 \cdot 10^3 \times 22.4 = 1.224 \cdot 10^5$ л. Оставшийся после электролиза раствор содержит $1.215 \cdot 10^4/4180 = 2.91$ моль/л соли и $1.093 \cdot 10^4/4180 = 2.61$ моль/л щелочи, масса щелочи в растворе составляет $1.093 \cdot 10^4 \cdot 40 = 4.372 \cdot 10^5$ г. Если в результате очистки щелочи 2% ее массы теряется, то ее масса составит $4.372 \cdot 10^5 \cdot 0.98 = 4.285 \cdot 10^5$ г. Если масса примесей (NaCl) будет составлять 3.2%, то масса товарного продукта NaOH составит

$$4.285 \cdot 10^5 / (1 - 0.032) = 4.4267 \cdot 10^5 \text{ г} = 442.67 \text{ кг.}$$

6. Теория горения. В качестве "подтверждения" теории флогистона можно рассматривать опыты по прокаливанию металлов на воздухе



или неметаллов, если образующиеся оксиды являются твердыми, например, фосфора

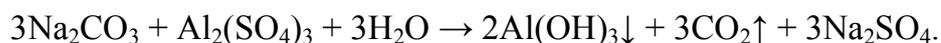
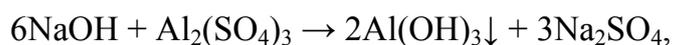
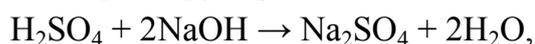
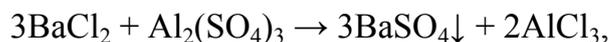
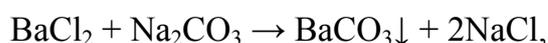
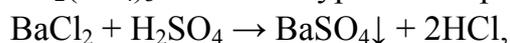


При протекании этих реакций масса твердого продукта реакции оказывается больше, чем масса исходного твердого вещества. Если считать, что при горении флогистон выходит из вещества, то его масса действительно должна быть отрицательной! Подтверждением того, что при горении веществ происходит не выделение какого-либо элемента, а присоединение к ним кислорода, могут являться вышеприведенные реакции, но проведенные в замкнутом сосуде, содержащем кислород. При этом общая масса сосуда не изменится, а масса твердого вещества – увеличится.

7. Задание экспериментального тура. Для наглядного решения задачи составим таблицу с результатами попарного смешения растворов

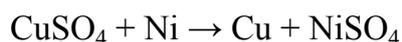
№ раствора	1	2	3	4	5
1		белый осадок	–	белый осадок	белый осадок
2	белый осадок		–	выделение газа	–
3	–	–		–	белый студенистый осадок
4	белый осадок	выделение газа	–		белый студ. осадок + газ
5	белый осадок	–	белый студенистый осадок	белый студ. осадок + газ	

Анализируя результаты взаимодействия растворов, отметим, что при смешении раствора №4 с растворами №2 и №5 выделяется газ, это значит, что в растворе №4 содержится карбонат натрия. Тогда в растворе №2 находится серная кислота, а в растворе №5 – сульфат алюминия. Последний должен образовывать мелкокристаллический осадок с ионами Ba^{2+} и давать студенистый осадок со щелочами, поэтому раствор №1 содержит хлорид бария, а раствор №3 – гидроксид натрия. Итого имеем: №1 – $BaCl_2$, №2 – H_2SO_4 , №3 – $NaOH$, №4 – Na_2CO_3 , №5 – $Al_2(SO_4)_3$. Запишем уравнения реакций



9 класс

1. Сульфаты. Напишем уравнение реакции:



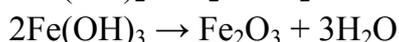
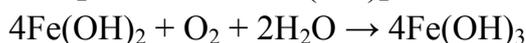
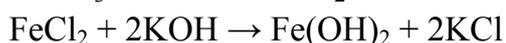
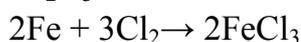
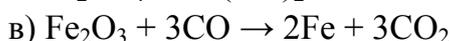
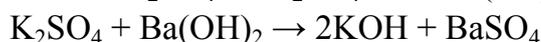
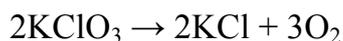
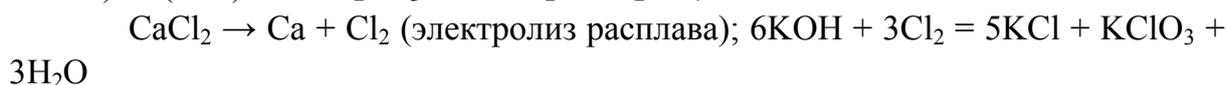
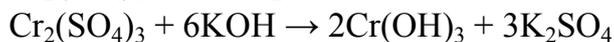
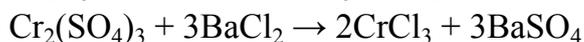
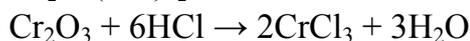
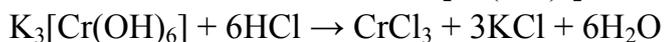
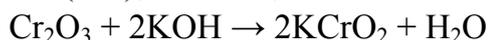
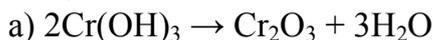
$$n_0(CuSO_4) = 200 \times 0.1 / 160 \text{ моль} = 0.125 \text{ моль},$$

$v(NiSO_4) = (160/154.7) \times v(CuSO_4)$, $v(CuSO_4) + v(NiSO_4) = 0.125 \text{ моль}$,
 $v(CuSO_4) = 0.0615 \text{ моль}$, $v(NiSO_4) = 0.0635 \text{ моль}$. Количество меди, перешедшей из раствора на пластинку: $v(Cu) = v(NiSO_4) = 0.0635 \text{ моль}$.

Увеличение массы пластинки: $\Delta m = 0.0635 \times (64 - 58.7) \text{ г} = 0.337 \text{ г}$.

$\omega(NiSO_4) = m(NiSO_4) / m(p-pa) = [(0.0635 \times 154.7) / (200 - 0.337)] \times 100\% = 4.92\%$.

2. Цепочки.

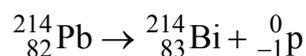
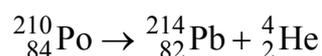
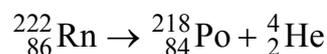
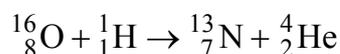
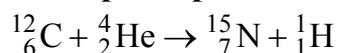


3. Простое вещество. Определяем молярную массу пара простого вещества E: $M(E) = 2.2 \times 29 = 63.8$ г/моль, что соответствует формуле S_2 . Сравнивая это значение со средней молярной массой смеси при 475°C , определяем, что $x = 6$, значит, в смеси находятся вещества S_6 и S_8 . Пусть молярная доля первого равна a , тогда второго – $(1-a)$. Составим уравнение $32 \times 6 \times a + 32 \times 8 \times (1-a) = 238.08$

$a = 0.28$ (28%) Соответственно содержание S_6 – 28%, а S_8 – 72%.



4. Ядерные реакции.



5. Золотистый оксид. Определим A:

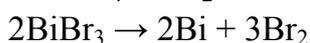
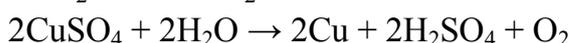
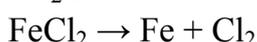
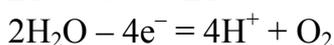
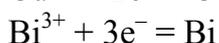
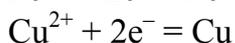
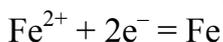
$\omega(\text{O})_A = 38.77\%$; $M_3(A) = 61.23 / (38.77 \times 2 / 16) = 12.63$ (г/моль). Т.е., X – Ru, A – RuO_4 .



RuO_4 , CO, SO_2 , NO_2 имеют молекулярное строение (это обусловлено небольшой разницей в электроотрицательностях (ЭО) элементов), а Na_2O , MgO , Fe_2O_3 –

ионное (разница в ЭО больше). А является летучим окислителем, а продукты его восстановления могут накапливаться в организме.

6. Электролиз.

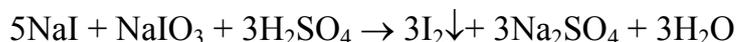
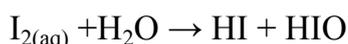


$$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = v(\text{Br}_2) = v(\text{Fe}) = v(\text{Cu}) = v(\text{Cl}_2) = 1.4/22.4 = 0.0625 \text{ моль.}$$

$$v(\text{Bi}) = (2/3)v(\text{Br}_2) = 0.042 \text{ моль.}$$

$$v(\text{O}_2) = v(\text{Cu})/2 = 0.03125 \text{ моль.}$$

7. Задание экспериментального тура. Простое вещество I_2 .



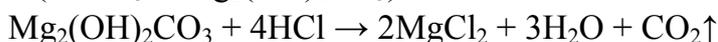
2. Качественная реакция на I_2 – раствор крахмала, окрашивающийся в синий цвет в присутствии I_2 .

3. Способность иода хорошо растворяться в водных растворах иодидов щелочных металлов используется в медицине для приготовления иодной настойки.

10 класс

1. Мел.

$$m(\text{CaCO}_3 + \text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3) = 11 \text{ г} - 0.23 \text{ г} = 10.77 \text{ г.}$$



$$v(\text{CO}_2) = 0.104 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaCO}_3)/M(\text{CaCO}_3) + m(\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3)/M(\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3) = v(\text{CO}_2).$$

$$m(\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3) = 10.77 - m(\text{CaCO}_3), \text{ т.о.:}$$

$$m(\text{CaCO}_3)/100 + (10.77 - m(\text{CaCO}_3))/142 = 0.104, \text{ откуда:}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 9.52 \text{ г} (86.55 \%), m(\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3) = 1.25 \text{ г} (11.36\%), m(\text{SiO}_2) = 0.23 \text{ г} (2.09\%).$$

CaO – негашеная известь, используется в строительстве, в химической промышленности (получение карбида кальция), в лабораторной практике (осушение растворителей) и т.д.

MgO применяется как компонент огнеупорных материалов и катализаторов, агент для снижения кислотности желудочного сока (напр., препарат Альмагель).

CO₂ применяется при тушении пожаров, для газирования воды, в виде сухого льда – как хладагент.

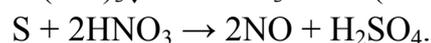
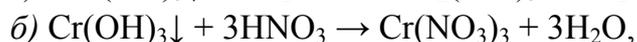
2. Загадочный осадок. Оба химика, насыщая раствор аммиака сероводородом, провели реакцию:

$2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$. При взаимодействии сульфида аммония с бихроматом калия они получили:



Далее рассмотрим реакции, которые проводили 1 и 2 химика.

1 химик:

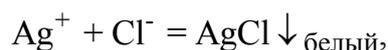


2 химик:



3. Хамелеон. 1. Так как упаривание раствора хлорида элемента Z приводит к образованию только одного продукта, то, в общем случае, вещество A – кристаллогидрат состава $\text{ZCl}_i \cdot j\text{H}_2\text{O}$.

Выпадение белых осадков одинаковой массы при растворении веществ A–E в растворе ляписа (нитрата серебра), обусловленное образованием AgCl



свидетельствует о неизменности количества вещества $n(\text{Cl})$ в сухом остатке

$$n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})} = \frac{3.44}{143.5} = 0.024 \text{ моль}.$$

Количество вещества искомого элемента $n(\text{Z})$ может быть определено из мольной доли хлорида ZCl_i в исходном растворе:

$$n(\text{Z}) = n(\text{ZCl}_i) = n(\text{ZCl}_i \cdot \text{H}_2\text{O}) = [0.000389 / (1 - 0.000389)] \cdot n(\text{H}_2\text{O}) \approx 0.000389 \cdot 555.6 / 18 = 0.012 \text{ (моль)}.$$

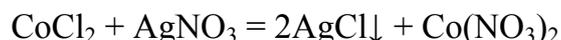
Т.е., Z – дихлорид. Тогда:

$$m(\text{Z} + n\text{H}_2\text{O}) = 2.86 - m(\text{Cl}) = 2.86 - 35.5 \cdot 0.024 = 2.008 \text{ (г)}.$$

$$M(\text{Z} + n\text{H}_2\text{O}) = m(\text{Z} + n\text{H}_2\text{O}) / n(\text{Z}) = 167.33 \text{ г/моль}.$$

Учитывая, что при нагревании выделилось как минимум 4 молекулы воды (см. табл.), отнимем от этого значения $4 \cdot 18$ г/моль и продолжим отнимать по 18 г/моль до совпадения с подходящей атомной массой: $n = 6$, $\text{Z} \equiv \text{Co}$, вещество A – кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Уменьшение массы сухого остатка объясняется потерей кристаллизационной воды при нагревании, что приводит к образованию ряда промежуточных окрашенных кристаллогидратов состава $\text{CoCl}_2 \cdot (6 - k)\text{H}_2\text{O}$



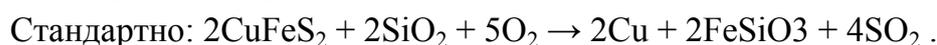
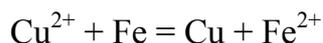
Неизменность массы сухого остатка с ростом температуры указывает на образование стабильной безводной структуры CoCl_2 – вещество Е.

2. Окраска соединений, образованных переходными элементами, обуславливается поглощением электромагнитного излучения в видимой области спектра за счет d–d-электронных переходов в кристаллическом поле соответствующих лигандов, симметрия координации и природа которых определяют частоту (длину волны) поглощения. В исходном растворе электронные переходы реализуются в октаэдрических аквакомплексах $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (гибридизация центрального атома – sp^3d^2). В продуктах А–Е октаэдрическая симметрия кристаллического поля сохраняется, но, вследствие изменения стехиометрического состава кристаллогидратов $\text{CoCl}_2 \cdot (6 - k)\text{H}_2\text{O}$ ($k = 0, 1, \dots, 6$) в ходе нагревания, происходит изменение характера координации молекул H_2O и ионов Cl^- вокруг иона Co^{2+} , что вызывает сдвиг спектра поглощения в длинноволновую область.

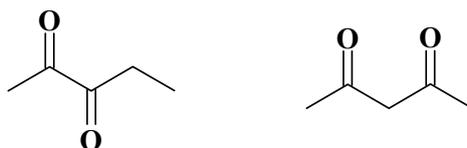
4. Бактерии, поедающие руду. Микроорганизмы не «поедают» минералы, так как ионы не попадают внутрь бактерий. Клетки бактерий являются переносчиком электронов биохимического процесса восстановления молекул кислорода до воды. В итоге бактерии преобразуют нерастворимый халькопирит в раствора сульфата железа (III) и сульфата меди (II):



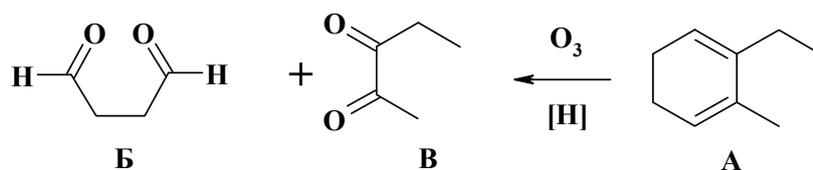
В Бингем-Каньоне медь выделяют путем восстановления ионов Cu^{2+} железом:



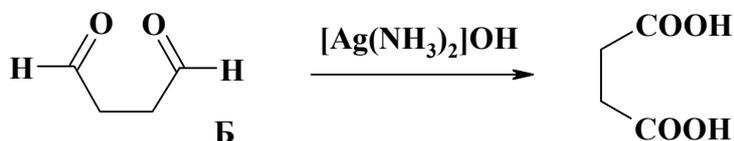
5. Шестичленник. 1. Углеводород Б – $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$, т.е. $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$, В – $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_2$. Во время озонлиза не изменяется количество атомов углерода и водорода, таким образом, $\text{A} \equiv (\text{C}_4\text{H}_6 + \text{C}_5\text{H}_8) = \text{C}_9\text{H}_{14}$. Т.к. Б и В содержат по 2 атома кислорода (которые входят в состав карбонильных групп), двойные связи находятся в цикле. Из условия следует, что соединение А является диеном. Вещество В не дает реакции серебряного зеркала, т.о., это – дикетон. Возможны 2 дикетона:



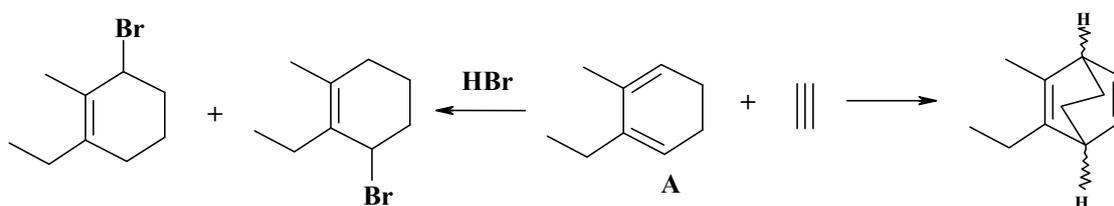
Второй дикетон не может образоваться из диена, поэтому вещество Б может быть только бутандиалем:



2. Реактив Толленса – $[Ag(NH_3)_2]OH$ (аммиачный раствор оксида серебра).
Реакция Б:



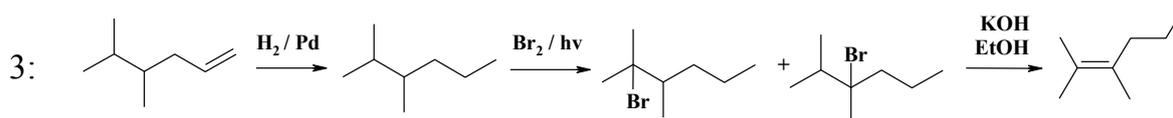
3. Реакция Дильса–Альдера и присоединение бромоводорода:



6. Алкены. 1-2

Алкен	H_f^0 , кДж/моль	Название
	-26.5	Е-4,5-диметилгексен-2
	-24.5	2,3-диметилгексен-1
	-27	Е-2,3-диметилгексен-3
	-29 (наиболее стабильный)	2,3-диметилгексен-2
	-24 (наименее стабильный)	4,5-диметилгексен-1

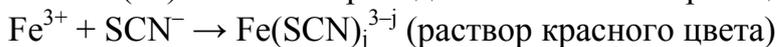
Термодинамическая стабильность определяется энергией Гиббса: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Поскольку энтропия постоянна в этих случаях, мы можем сравнивать термодинамическую стабильность, используя значения энтальпии. Более энергетически стабильными являются алкены, в которых двойная связь окружена большим количеством заместителей. Таким образом, первый алкен имеет 2 заместителя, второй – 2, третий – 3, четвертый – 4, пятый – 1. В случае наличия двух заместителей стабильнее будет алкен, в котором двойная связь не является крайней.



4. Геометрические изомеры имеют 1 и 3 алкены.

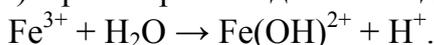
5. Нет, так как первый термодинамически устойчивее.

7. **Задание экспериментального тура.** В задаче используют раствор хлорида железа (III). Сначала проводят качественные реакции на ионы железа (III):

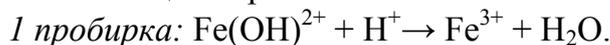


$\text{Fe}^{3+} + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 3\text{K}^+$ (синий осадок берлинской лазури).

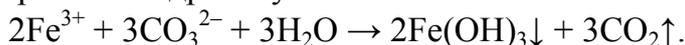
Далее раствор разделили на 5 пробирок. Измерение pH показало, что растворы кислые ($\text{pH} < 7$). Такое значение pH обусловлено тем, что хлорид железа (III) в растворе находится в гидролизованном состоянии:



Добавление хлороводородной кислоты и воды в первых двух пробирках вызывают смещение равновесия:

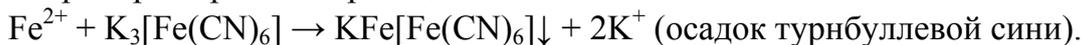


2 пробирка: после прибавления реактивов образующийся карбонат железа подвергается гидролизу:



3 пробирка: $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Fe}^{2+}$ (раствор становится бурым). После добавления органического растворителя в пробирке происходит расслоение жидкостей, органический слой окрашивается в фиолетовый цвет, обусловленный экстрагированным молекулярным йодом, а водный слой обесцвечивается.

После отбора органического слоя смесь делят на 2 пробирки. После прибавления к одной из них раствора KSCN никаких изменений не происходит. Во второй пробирке протекает реакция:



11 класс

1. **Осторожно – магний!** 1. Используем уравнения:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{реак}},$$

$$\Delta S = \sum S_{\text{прод}} - \sum S_{\text{реак}}, \quad T = 773 \text{ К}.$$

Вычислим тепловые эффекты реакций, а также критерии их протекания.

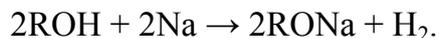
1) $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{C}$, $\Delta H = -808$ кДж, $\Delta G = -638$ кДж (реакции идет самопроизвольно и с выделением большого количества теплоты). Так тушить нельзя.

2) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$, $\Delta H = -315$ кДж, $\Delta G = -358$ кДж (реакции идет самопроизвольно, с выделением большого количества теплоты и водорода, температура вспышки которого 465°C). Так тушить нельзя.

3) $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Si}$, $\Delta H = -291$ кДж, $\Delta G = -264$ кДж (реакции идет самопроизвольно). Так тушить можно лишь при большом избытке песка (продукты реакции неактивны, образуют плав).

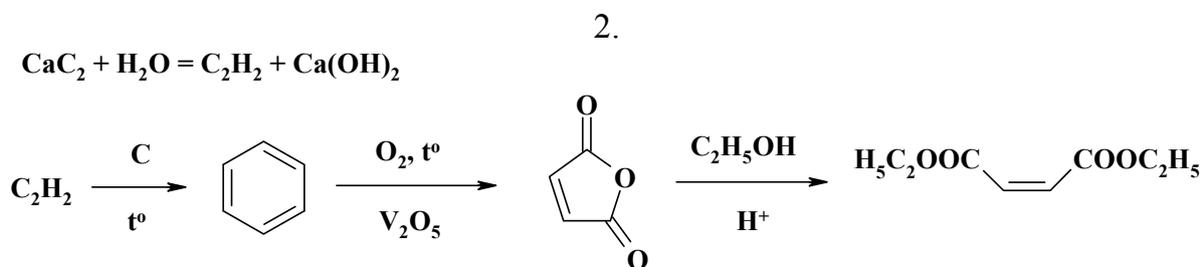
2. Магний тушат большим количеством песка или специальными порошками, например, содержащими асбест. В закрытых помещениях можно тушить магний, устраняя кислород (закачка азота, аргона).

3. Натрий утилизируют, заливая этиловым или *изо*-пропиловым спиртом:

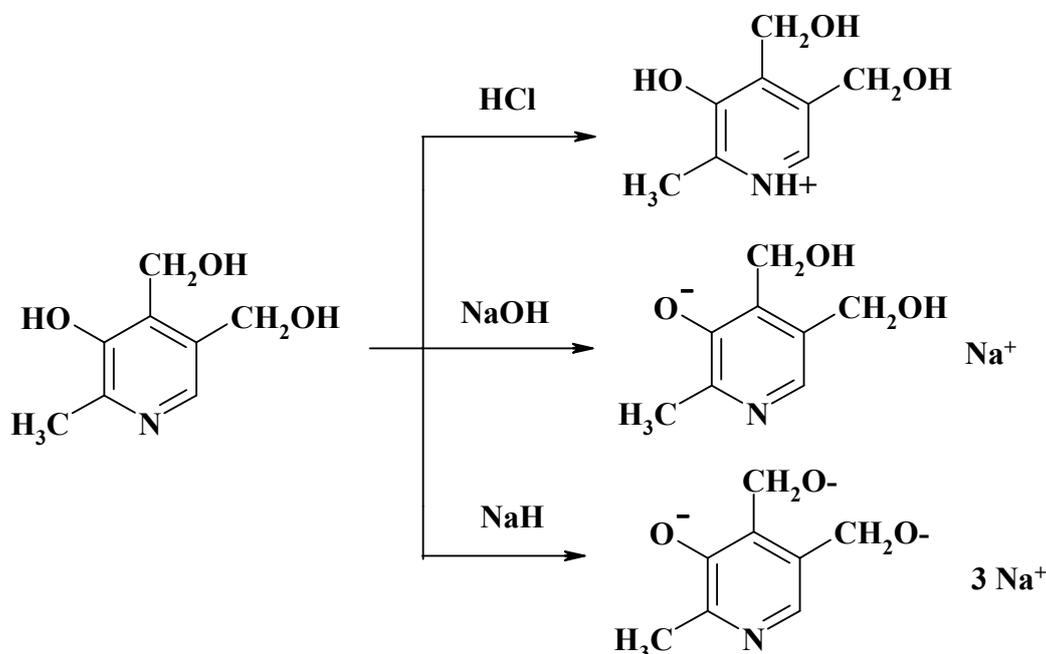


Реакция идет не так бурно, как с водой, а продукты можно выливать в канализацию. Обрезки натрия хранят под слоем инертного органического растворителя (керосин, ксилол). При переработке подбирают растворитель с т. кип. более 100°C – при нагревании под его слоем натрий плавится, превращаясь в слиток, а продукты окисления отбрасываются.

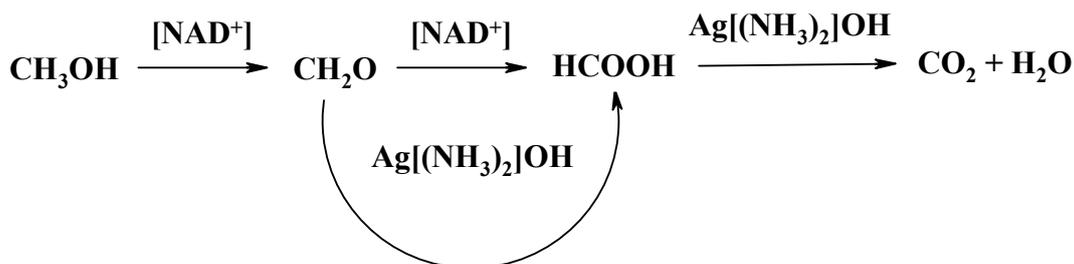
2. Пиридоксин. 1. **A:** CH_3 ; **B:** OC_2H_5 ; **C:** H^+ ($\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}$ и т.д.); **D:** $-\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $-\text{H}_2\text{O}$; **E** – LiAlH_4 .



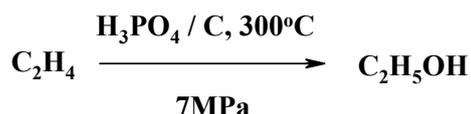
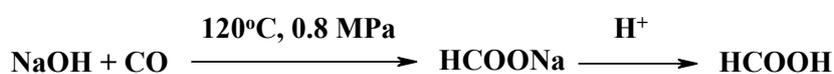
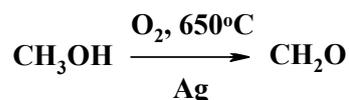
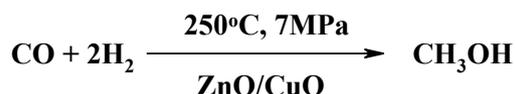
3.



3. Окисление. 1. Вычислим молекулярную массу **A**: $M(\text{A}) = 48 / ((69 - 48)/14) = 32$ (г/моль). Т.е., **A** – CH_3OH , **B** – CH_2O , **C** – HCOOH , **D**, **E** – $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, **F** – $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



2.



Кроме того, этанол получают спиртовым брожением сахаров, а муравьиную кислоту – как побочный продукт в синтезе уксусной кислоты окислением углеводов (бутан, легкие бензины).

4. Немного о таблице Менделеева.

а) 1) HF, HCl, HBr, HI; 2) HIO₃, HBrO₃, HClO₃; б) 1) HF, HCl, HBr, HI; 2) HIO₃, HBrO₃, HClO₃; 3) будут увеличиваться в ряду O²⁻, S²⁻, Se²⁻, Te²⁻; 4) будут уменьшаться в ряду: C⁴⁺, N³⁺, O²⁻, F⁻. Координационные числа: бор – 4, серебро – 2, сера (VI) – 6, кобальт (II) – 6, платина (II) – 4.

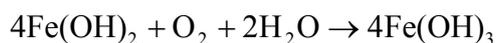
5. Минерал. 1, 2. Осадок, который прокаливали, является гидроксидом металла, а продукт прокаливания – это оксид в смеси с исходным гидроксидом, которая не разложилась полностью. Т.к. разложилось только 80 % гидроксида, это составляет $4.815 \times 0.8 = 3.852$ (г), а $4.815 - 3.852 = 0.963$ (г) не разложилось, т.е., масса оксида: $m = (3.843 - 0.963) = 2.88$ г.

Пусть эквивалент металла будет x г/моль, тогда эквивалент оксида – $(x+8)$ г/моль, а гидроксида – $(x+17)$ г/моль. Используем закон эквивалентов:

$$m_1 / m_2 = M_{1\text{экв}} / M_{2\text{экв}} \Rightarrow \frac{3.852}{2.88} = \frac{x+17}{x+8} \Rightarrow x = 18.67 \text{ г/моль.}$$

Валентность	M (Me), г/моль	Me
1	18.67	–
2	37.33	–
3	56	Fe(III)
4	74.66	–

Гидроксид – это $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Разница в проведении опытов в присутствии кислорода и без него обусловлена реакцией:



Масса осадка увеличивается за счет одной группы группы $-\text{OH}$ (17 г/моль), тогда масса $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ($M = 90$ г/моль) в осадке составляет:

$$17 \text{ г/моль} - (4.815 - 4.56) \text{ г}$$

$$90 \text{ г/моль} - x$$

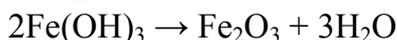
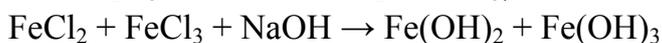
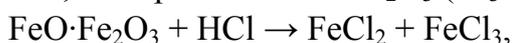
$$x = 1.35 \text{ г, а все остальное} - \text{это } \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{ т.е. } 4.56 - 1.35 = 3.21 \text{ (г)}.$$

Из условия следует, что минерал является оксидом, гидроксидом, гидратом или смешанным соединением. Определим массы Fe^{2+} и Fe^{3+} в пересчете на оксиды:

$$m(\text{FeO}) = (72/90) \times 1.35 \text{ г} = 1.08 \text{ г} = 0.015 \text{ моль}$$

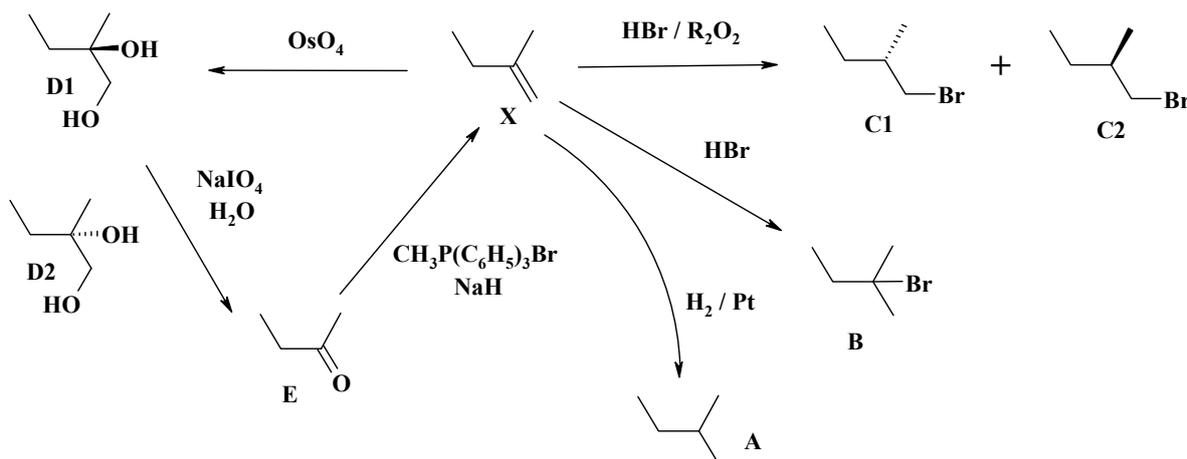
$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = (160/208) \times 3.21 \text{ г} = 2.4 \text{ г} = 0.015 \text{ моль}$$

Т.е., минерал X – $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ (Fe_3O_4 , магнетит).



4. Посох имел стальной наконечник, т.к. на тот момент был известен единственный металл-ферромагнетик – железо.

6. Тоненький органический синтез. 1. Из процентного содержания следует, что **A** – один из изомеров пентана, **B** – нехиральный изомер бромпентана (продукт присоединения по Марковникову), а **C1** и **C2** – хиральные изомеры бромпентана (продукт присоединения против правила Марковникова, эффект Хараши). Тогда **X** – не циклоалкан, поскольку гидрируется и гидробромруется селективно. Поскольку **E** – $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ (бутанон-2), **X** – 2-метилбутен-2.

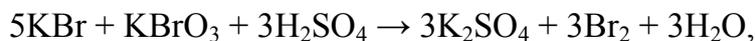


X – 2-метилбутен-2, **B** – 2-бром-2-метилбутан, **C1** – S-1-бром-2-метилбутан, **C2** – R-1-бром-2-метилбутан, **D1** – R-1,2-дигидрокси-2-метилбутан, **D2** – S-1,2-дигидрокси-2-метилбутан, **E** – бутанон-2.

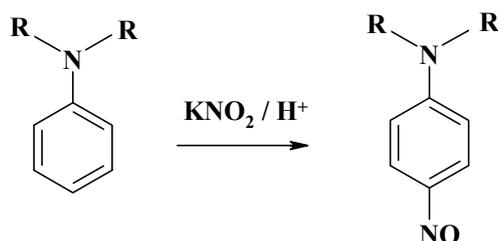
2. **C1** и **C2** можно разделить хроматографически, используя хиральные сорбенты. **B**, **C1** и **C2** алкилируют фрагменты ДНК, приводя к нарушению репликации.

7. Задание экспериментального тура. Органическая жидкость, которая не растворима в воде, но растворяется в растворах кислот, представляет собой органическое основание – алифатический или ароматический амин.

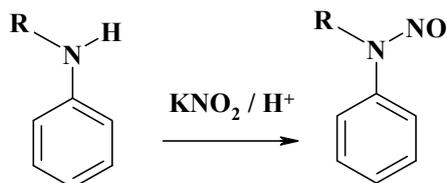
При добавлении раствора смеси бромида и бромата калия к раствору гидросульфата неизвестного амина выделяется бром:



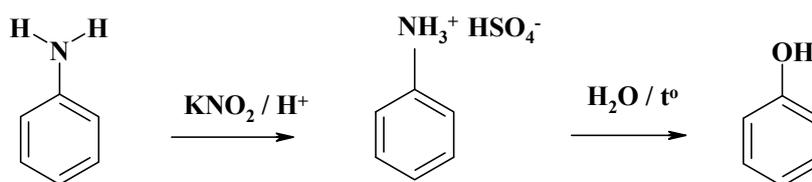
который образует белый осадок с неизвестным амином. Это качественная реакция на ароматические амины. Следовательно, неизвестный амин – это анилин, N-алкиланилин или N,N-диалкиланилин. Но эти амины по-разному реагируют с раствором нитрита натрия в кислой среде. N,N-диалкиланилин образует 4-нитрозо-N,N-диалкиланилин желтого цвета:



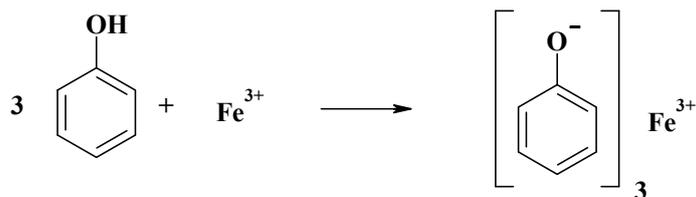
N-алкиланилин в этих условиях образует N-нитрозо-N-алкиланилин желтого цвета:



И только анилин реагирует с образованием соли диазония, которая неустойчива при температуре выше 0° С и разлагается в данном случае с образованием фенола:



что подтверждается появлением сине-фиолетовой окраски при добавлении раствора хлорида железа (III):



Правильным ответом являются также формулы любых первичных ароматических аминов, жидких при стандартных условиях (2-метиланилин, 3-метиланилин и т.д.).

ЗАДАНИЯ 2-ГО ТУРА

8 класс

1. Цепочка реакций. Запишите уравнения реакций, которые соответствуют схеме:

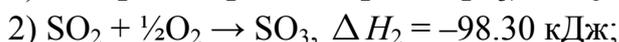


Известно, что первая реакция является реакцией разложения, вторая – соединения, третья – нейтрализации, четвертая – обмена; вещество А – неорганическая соль, в которой массовая доля элемента X составляет 69.54%, вещество К – сульфат элемента X, в котором его массовая доля равна 58.80%.

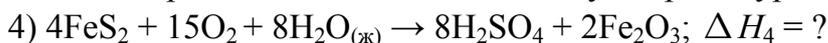
2. Две соли. Соли KCl и KClO₃ смешали в таком соотношении, что в полученной смеси на каждый атом кислорода приходится 4 атома хлора. Затем эту смесь солей растворили в воде так, что образовался раствор, в котором на каждый атом хлора приходится 20 атомов кислорода. Рассчитайте массовые доли солей в исходной смеси и в полученном растворе.

3. Растворимость. Рассчитайте массу осадка десятиводного кристаллогидрата гидрофосфата натрия Na₂HPO₄ · 10H₂O, который выпадает при охлаждении от 95°C до 20°C 1 кг насыщенного раствора гидрофосфата натрия. Растворимость безводной соли Na₂HPO₄ составляет 7.66 г и 105.8 г на 100 г воды при 20°C и 95°C, соответственно; при расчетах принять, что кристаллогидраты другого состава в системе не образуются.

4. Получение серной кислоты. Процесс промышленного получения серной кислоты может быть представлен как совокупность стадий:



В общем процесс может быть описан суммарным уравнением реакции



Рассчитайте тепловой эффект реакции 4), а также теплоты образования SO₂, SO₃ и H₂SO₄ из простых веществ, если известно, что теплоты образования жидкой воды, FeS₂ и Fe₂O₃ равны –285.84 кДж/моль, –174.4 кДж/моль и –831.32 кДж/моль, соответственно.

5. Определение озона. Для количественного определения озона в воздухе использовали иодометрическую методику. Для этого 1 л озонированного воздуха, взятого при температуре 20 °C и давлении 1 атм, пропустили через 200 мл раствора иодида калия, в котором массовая доля растворенного вещества составляет 2%. Выделившийся при этом иод оттитровали раствором Na₂S₂O₃ с концентрацией 0.05 моль/л. Для титрования из раствора, через который пропустили газ, взяли три аликвоты по 50 мл, на их титрование пошло соответственно 10.4, 10.6 и 10.5 мл раствора титранта. Рассчитайте мольную долю озона в исследованном воздухе.

6. Радиоактивный распад. Радиоактивный изотоп свинца с массовым числом 210 при распаде испускает β -частицу и превращается в изотоп, который также подвергается β -распаду. Образующийся в результате этого изотоп, испуская α -лучи, переходит в устойчивый изотоп, который не обладает радиоактивностью. Напишите уравнения описанных ядерных превращений. Во сколько раз изменяется масса вещества при переходе от ${}^{210}_{82}\text{Pb}$ к конечному стабильному изотопу? Как это сказывается на химических свойствах системы?

Справка: α -частица – ядро атома гелия, β -частица – электрон.

9 класс

1. При прокаливании смеси гидрокарбоната аммония, гидрофосфата аммония и карбоната кальция массой 93.3 г образовалось 26.4 г диоксида углерода и 15.3 г аммиака. Определите состав исходной смеси в массовых долях.

2. 1.10 г пирита (FeS_2) подвергли обжигу. Образовавшийся огарок прокалили в токе водорода. Полученное вещество обработали при нагревании избытком соляной кислоты, в этот раствор добавили перекись водорода и насытили аммиаком. Выделившийся осадок количественно отделили и растворили в соляной кислоте, добавили избыток йодида калия. Для обесцвечивания полученного раствора израсходовано точно 50 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия.

а) Напишите уравнения всех реакций.

б) Рассчитайте содержание пустой породы в пирите, учитывая, что все реакции протекают количественно.

3. Навеску некоторой средней соли массой 1.96 г растворили в воде, добавили избыток щелочи и нагрели. При этом было собрано 0.224 л чистого газа, который в 1.7 раз легче воздуха. После прокалывания другой такой же навески соли образовался твёрдый остаток оксида железа (III) массой 0.40 г. Раствор этой соли с хлоридом бария образует нерастворимый в кислотах осадок.

Определите формулу соли, если она содержит пять элементов, а катионов в ней в полтора раза больше, чем анионов.

Назовите эту соль по систематической номенклатуре. Какие еще названия этой соли Вам известны?

Напишите уравнения вышеупомянутых реакций.

4. Смесь оксида углерода и водяных паров, содержащую 50% CO и 50% H_2O (проценты по объёму), пропустили при 1400К над железным катализатором. Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ равна 0.5. Вычислите выход продуктов и процентный (по объёму) состав равновесной газовой смеси.

5. Изобразите структурные формулы молекул, катионов и анионов следующих веществ, указав гибридизацию центрального атома:

а) NF_3 , NH_3 , NOF , NOF_3 , $[\text{SbF}_6]^-$, SbF_5 .

б) NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_2^- , ClO_4^- , ClO_3^- , SO_3^{2-} , ICl_4^- , PF_6^- , SiF_6^{2-} .

в) карбонилы железа, никеля, марганца и кобальта.

6. Если на раствор некоторого сульфата действовать избытком галогенида калия, образуется осадок, нерастворимый в растворе йодида калия, имеющий

массу в 1.2 раза больше, чем исходный сульфат (в пересчете на безводную соль). А если тот же сульфат обработать щелочью, то полученный осадок после его отделения и легкого прокаливания будет иметь массу в 2 раза меньше, чем исходная безводная соль. Определите, о каком сульфате и о каком галогениде идет речь. Напишите уравнения происходящих реакций.

10 класс

1. Сплав А+В широко применяется в повседневной жизни, В – соль интенсивно окрашенной кислоты, Д – токсичный дурно пахнущий газ, Е – вещество желтого цвета, З – газообразное вещество, при взаимодействии с водой образует слабокислый раствор, Ж, К – имеющие промышленное значение минералы Б, И – интенсивно окрашенная соль. Определите зашифрованные соединения. Подтвердите свое решение уравнениями реакций, которые отображены на данной схеме.



2. Юному химику дали задание получить вещество (С) из $NH_4NO_3(T)$ в 3 этапа и рассчитать тепловые эффекты каждой стадии. При проведении первого этапа (нагревание NH_4NO_3) он потерял сознание и, очнувшись, был в очень приподнятом расположении духа. “Негерметичный сосуд”, – подумал юный химик и в следующий раз был более осторожен. Собрав в сосуд полученный в первом этапе газ (А), он пропустил в него $O_{2(Г)}$ и наблюдал появление бурого окрашивания (вещество В). Затем в сосуд химик добавил $H_2O_{(ж)}$. При перенесении в конус полученного раствора, его капля попала на палец химика, который тут же пожелтел. “Ксантопротеиновая реакция”, – подумал химик и понял, что получил вещество (С). Напишите уравнения реакций и рассчитайте тепловые эффекты отдельных стадий, если известны значения ΔG первого и третьего этапов, а также значения ΔS^0 всех веществ, участвующих в реакциях, суммарный тепловой эффект процесса Q.

соединение	ΔS^0 (298 К), Дж/(моль·К)	соединение	ΔS^0 (298 К), Дж/(моль·К)	соединение	ΔS^0 (298 К), Дж/(моль·К)
$O_{2(г)}$	205.0	$NH_{3(г)}$	192.6	$H_2O_{(ж)}$	70.1
$N_{2(г)}$	191.5	$NO_{2(г)}$	240.2	$HNO_{2(ж)}$	120.5
$N_2O_{(г)}$	219.9	$N_2O_{5(г)}$	200.0	$HNO_{3(ж)}$	155.6
$NO_{(г)}$	210.6	$H_2O_{(г)}$	188.7	$NH_4NO_{3(г)}$	151.0
ΔG_1 , кДж/моль			-348.6		
ΔG_3 , кДж/моль			-55.1		
Q (суммарный тепловой эффект)			310.0 кДж/моль		

3. При электролизе 47.2 мл 11.1% раствора хлорида кальция (плотность раствора 1.06 г/мл) на аноде выделилось 3.33 л газообразных веществ (н.у.). Полученные газы при нагревании пропущены через трубку, содержащую 15 г металлического магния. Вычислите массовые доли веществ, находящихся в трубке после окончания опыта (выходы реакций считать количественными).

4. При исследовании методом молекулярной абсорбционной спектроскопии было обнаружено, что длины волн максимумов поглощения для гексафторокобальтат(II)-иона и гексацианокобальтат(II)-иона в водной среде составляют 589.2 нм и 302.8 нм соответственно. Для данных комплексов также известно, что энергия межэлектронного отталкивания P на d -орбиталях комплексообразователя имеет величину порядка $300 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

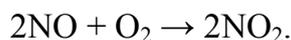
1. На основании вышеуказанных экспериментальных данных установите, высокоспиновыми или низкоспиновыми являются изучаемые комплексы, оценив величину их магнитного момента.

2. Используя полученную информацию, найдите объяснение тому, что гексацианокобальтат(II)-ион окисляется в водной среде кислородом воздуха, а гексафторокобальтат(II)-ион – только наиболее сильными окислителями.

3. Объясните геометрические свойства и приведите структурные формулы рассматриваемых комплексных соединений.

Справка: энергия расщепления Δ оценивается как: $\Delta = h\nu N_A$; величина магнитного момента μ_m комплексных соединений определяется только спиновой компонентой и может быть вычислена исходя из числа n неспаренных d -электронов комплексообразователя (в магнетонах Бора μ_B): $\mu_m = \sqrt{n(n+2)}$.

5. В двух исследовательских лабораториях изучали кинетику реакции



Кинетические измерения показали, что данная реакция имеет третий порядок и ее скорость описывается уравнением: $v = kc_{\text{NO}}^2 c_{\text{O}_2}$. Однако одна группа ученых предложила рассматривать реакцию, как протекающую в одну стадию, вторая – в две. В пользу второго механизма свидетельствует то, что скорость реакции уменьшается с повышением температуры. Предложите 2 механизма реакции, покажите, что оба они согласуются с кинетическим уравнением и что температурная зависимость действительно свидетельствует в пользу второго механизма.

6. Косметология. Считается, что ароматический углеводород **X** (бесцветные листочки с характерным запахом) является канцерогеном, хотя, по некоторым данным, сверхчистый препарат **X** не дает эффекта, а за возникновение злокачественных заболеваний отвечают примеси в **X**, которые вместе с ним получают из каменноугольной смолы. В лаборатории **X** можно синтезировать так: сначала действуют на тиофен ($\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$) высокоактивным интермедиатом **B**, который, в свою очередь, можно получить: а) действием азотистой кислоты на 2-аминобензойную кислоту при нагревании; б) нагреванием (2-фенилбромоний)бензоата; в) действием лития на 2-фторбромбензол. В результате получают соединение **C** (20.0 % S), которое при нагревании превращается в

X. Соединение **A** (применяется в косметологии) изоэлектронно веществу **X**, причем оно окрашено в синий цвет, а его молекула имеет значительный дипольный момент (1.0 Д).

1. Определите зашифрованные соединения, напишите уравнения реакций, если известно, что спектры соединения **A** содержат: ^1H ЯМР – 5 сигналов, ^{13}C ЯМР – 6 сигналов; спектры соединения **X**: ^1H ЯМР – 2 сигнала, ^{13}C ЯМР – 3 сигнала.

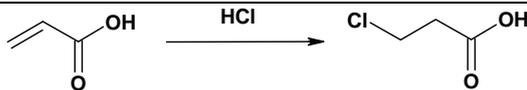
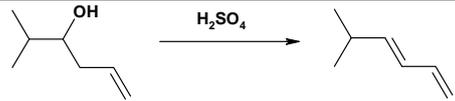
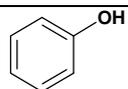
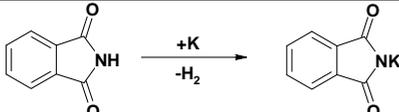
2. Приведите 2 примера углеводородов, которые имеют сходный по порядку дипольный момент.

3. Известно, что **X** значительно в большей степени характерны реакции присоединения, чем бензолу. Объясните этот факт. Как будет протекать первая стадия реакции **X** с бромом? с водородом на катализаторе? Запишите реакции, дайте объяснение.

4. Соединение **X** реагирует с концентрированной серной кислотой по-разному: при 80°C образуется сульфокислота **D1**, а выше 150°C – сульфокислота **D2** (региоизомер **D1**), причем **D1** также образует **D2** при нагревании выше 150°C . Как называется явление образования различных изомеров при различных температурах? С чем оно связано?

11 класс

1. Против правил. В органической химии существует много правил, но иногда бывает, что некоторые результаты им не подчиняются. Ниже в таблице приведены правила и примеры исключения из них:

Правило	Контрпример
Правило Марковникова	
Правило Зайцева	
Правило Эльтекова–Эрленмейера	
Стабильность карбокатионов: трет. > втор. > первичный	
Азот в молекуле проявляет основные свойства	

1. Объясните суть каждого правила.

2. Объясните, почему пример не подчиняется данному правилу.

2. Незавершенный ряд. Темно-желтый газообразный оксид **B** легко переходит в желто-зеленые газы **A** и **C** даже при комнатной температуре. В атмосфере озона вещество **C** превращается в темно-красную жидкость **D**. Растворение вещества **C** в едком натре сопровождается образованием растворов веществ **E** и

Н при нагревании, а **F** и **G** – на холоду, в то время как взаимодействие вещества **D** с едким натром приводит к образованию раствора веществ **G** и **H**. Продуктами прокаливания смеси кристаллических веществ **G** и **H** могут быть: вещество **E** и газообразное соединение **I** (при 600°C); вещества **E** и **H** (при 400°C); вещества **E** и **I** (при 200°C в присутствии MnO_2). Известно также, что вышеуказанные вещества **B**, **C**, **D** и бинарное соединение **J** образуют широко известный ряд соединений, "родоначальником" которого является вещество **A**.

1. Расшифруйте вещества **A – I** и запишите уравнения химических реакций для всех указанных превращений.

2. Завершите ряд **B**, **C**, **D**, **J**. Приведите структуры соединений, укажите тип гибридизации неконцевых атомов и опишите магнитные свойства молекул.

3. Спектры. Можно ли, не зная никаких других характеристик веществ, отличить с помощью а) 1H ЯМР-спектроскопии (200 МГц); б) масс-спектрометрии низкого разрешения; в) ИК-спектроскопии; г) УФ/видимой спектроскопии такие вещества:

1) 1-фенилбутен-1-он-3, 1-(4-диметиламинофенил)-бутен-1-он-3, 1-(4-нитрофенил)-бутен-1-он-3: 1H ЯМР – можно, масс – можно, ИК – можно, УФ – можно.

2) 4-нитротолуол, 4-нитрофенол, 3-нитрофенол;

3) циклоокта-1,5-диен, циклогекса-1,4-диен, пента-1,4-диен.

Как именно? Схематически приведите 1H ЯМР-спектры указанных веществ. Определите структуры веществ **A**, **B**, **C**, если о них известно следующее:

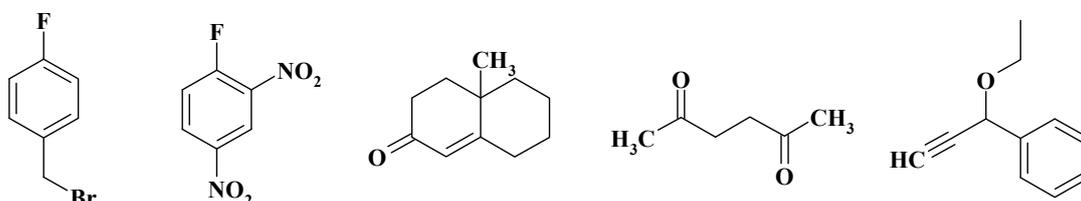
A: 1H ЯМР (400 МГц, $CDCl_3$, хим. сдвиг, δ , м.д., (nH, J)): 7.0 (2H, д, 7.8 Гц), 6.8 (2H, д, 7.8 Гц), 5.5 (1H, уш. с, 7.8 Гц), 2.5 (2H, квартет, 7.0 Гц), 1.2 (3H, т, 7.0 Гц). ИК-спектр (КВг, cm^{-1}): 3300-3500 (уш. с), элем. анализ: C (78.65%).

B: 1H ЯМР (400 МГц, $CDCl_3$, хим. сдвиг, δ , м.д., (nH, J)): 6.5–6.6 (4H, м), 3.4–3.6 (2H, м), 1.9–2.1 (2H, м). ИК-спектр (КВг, cm^{-1}): 1660, 2900; m/z: 92.06 (M^+).

C (C_7H_6O). 1H ЯМР (100 МГц, $CDCl_3$, хим. сдвиг, δ , м.д., (nH, J)): 7.28 (2H, д), 7.07 (2H, дд), 6.6 (2H, д). Известно, что (цитата из Большой советской энциклопедии): **C** «...обладает свойствами непредельного кетона – присоединяет Br_2 и H_2 , образует оксим, семикарбазон, фенилгидразон; в то же время, реагирует с кислотами, давая соли...». Объясните факты, приведенные в энциклопедии.

4. pH. Рассчитайте максимальное значение pH, при котором в растворе нитрата кадмия с концентрацией 0.02 моль/л 99% кадмия находится в виде аквакомплекса, а 1% – в виде гидроксокомплекса $Cd(OH)^+$ ($lg\beta_1 = 4.3$).

5. Полный синтез. Синтезируйте приведенные соединения, исходя из неорганических веществ:



6. Азлактоны. При ацетилировании аминогруппы α -аминокислот избытком уксусного ангидрида может образоваться азлактон – продукт внутримолекулярной конденсации аминокислоты.

1. Напишите реакцию и механизм образования азлактона из валина (L-2-амино-3-метилмасляной кислоты) и уксусного ангидрида.

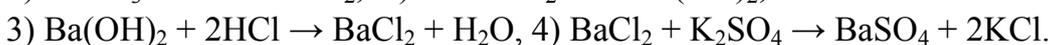
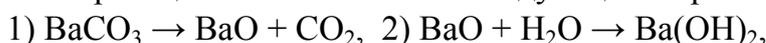
2. Оптически активный азлактон L-фенилаланина (L-2-амино-3-фенилпропионовая кислота) рацемизируется при нагревании в уксусной кислоте в присутствии ацетата натрия. Объясните это.

3. N-бензоилглицин (N-бензоиламиноуксусная кислота) конденсируется с бензальдегидом в уксусном ангидриде в присутствии ацетата натрия с образованием соединения **X** (71.9% углерода), которое после каталитического восстановления и кислотного гидролиза дает фенилаланин. Расшифруйте вещества, приведите уравнения реакций.

РЕШЕНИЯ И ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ 2-ГО ТУРА

8 класс

1. Цепочка реакций. Поскольку элемент X образует сульфат, то это какой-то металл. Общая формула сульфата – $X_2(SO_4)_n$, где n – валентность металла X. Исходя из формулы сульфата $\omega_X = 2M_X / (2M_X + 96n)$, где M_X – молярная масса металла. Методом подбора находим, что при $n = 2$ $M_X = 137$, что соответствует барию. Таким образом, элемент X – это барий, поэтому в соединении А катионом является Ba^{2+} . Из неорганических солей бария разлагаться могут $BaCO_3$ и $Ba(NO_3)_2$, проверим, какая из этих солей подходит условию задачи. Массовая доля бария в первой из них составляет $137/197 = 0.6954$, во второй – $137/261 = 0.5249$, то есть карбонат бария вполне подходит в качестве соли А. В этом случае указанные реакции можно записать следующим образом:



2. Две соли. Найдем массовые доли солей в исходной смеси. Для нее $n_{Cl} = n_{KCl} + n_{KClO_3}$, $n_O = 3n_{KClO_3}$, $n_{Cl} / n_O = (n_{KCl} + n_{KClO_3}) / 3n_{KClO_3} = 4$. Возьмем такое количество исходной смеси, в котором содержится 1 моль KCl, тогда для этого количества смеси $1 + n_{KClO_3} = 12n_{KClO_3}$, а $n_{KClO_3} = 0.0909$ моль. Массы солей в этой смеси составляют 74.5 г KCl и $0.0909 \cdot 122.5 = 11.1353$ г $KClO_3$, массовая доля KCl равна $74.5 / (74.5 + 11.1353) = 0.87$, а массовая доля $KClO_3$ – $1 - 0.87 = 0.13$.

Найдем массовые доли солей в растворе. Для него также как и для смеси солей

$$n_{Cl} = n_{KCl} + n_{KClO_3}, \quad (1)$$

а количество атомов кислорода определяется выражением

$$n_O = 3n_{KClO_3} + n_{H_2O}. \quad (2)$$

Возьмем такое количество раствора, в котором содержится 1 моль KCl, тогда для этого количества раствора в соответствии с вышеуказанным $n_{KClO_3} = 0.0909$ моль, а массы солей равны 74.5 г и 11.1353 г для KCl и $KClO_3$, соответственно. Из уравнений (1) и (2) при этом следует, что $n_{Cl} = 1.0909$ моль, а $n_O = 0.2727 + n_{H_2O}$. Так как для раствора $n_O / n_{Cl} = 20$, то

$$(0.2727 + n_{H_2O}) / 1.0909 = 20.$$

Отсюда следует, что для выбранного количества раствора $n_{H_2O} = 21.5453$ моль, масса воды – $21.5453 \cdot 18 = 387.8154$ г, а масса всего раствора – $74.5 + 11.1353 + 387.8154 = 473.4507$ г. Это позволяет рассчитать массовые доли компонентов в растворе $\omega_{KCl} = 74.5 / 473.4507 = 0.1574$, а $\omega_{KClO_3} = 11.1353 / 473.4507 = 0.02355$.

3. Растворимость. Так как растворимость безводной соли Na_2HPO_4 при 95°C составляет 105.8 г на 100 г воды, то $105.8 + 100 = 205.8$ г насыщенного при этой температуре раствора содержит 105.8 г соли, следовательно в 1 кг такого раствора содержится $105.8 \cdot 1000 / 205.8 = 514.1$ г безводного Na_2HPO_4 и 485.9 г воды. $M(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142$ г/моль, $M(\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322$ г/моль, поэтому каждые 142 г соли кристаллизуются вместе со 180 г воды. Очевидно, что воды, имеющейся в растворе не хватит, чтобы образовать десятиводный кристаллогидрат со всей солью. Если других кристаллогидратов в системе не образуется, то вся вода войдет в состав $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а масса осадка кристаллогидрата будет составлять

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{485.9}{180} \cdot 322 = 869.22 \text{ г.}$$

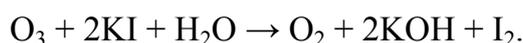
Поскольку вся вода кристаллизуется, то при охлаждении до 20°C система становится полностью твердой.

4. Получение серной кислоты. Реакцию 4) можно представить как сумму реакций 1), 2) и 3), причем при суммировании первую реакцию необходимо умножить на 1, а вторую и третью – на 8. Тогда

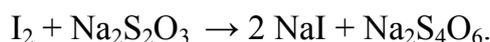
$$\Delta H_4 = \Delta H_1 + 8 \Delta H_2 + 8 \Delta H_3 = -3328.24 - 8(98.30 + 130.26) = -5156.72 \text{ кДж.}$$

Теплоты образования SO_2 , SO_3 и H_2SO_4 найдем, используя следствие из закона Гесса и последовательно применяя его для реакций 1), 2) и 3). Для SO_2 $\Delta H_{обр} = (-3328.24 + 2 \cdot 831.32 - 4 \cdot 174.4) / 8 = -295.4$ кДж/моль; для SO_3 $\Delta H_{обр} = -98.30 - 295.4 = -393.7$ кДж/моль; для H_2SO_4 $\Delta H_{обр} = -130.26 - 393.7 - 285.84 = 809.8$ кДж/моль.

5. Определение озона. Озон окисляет иодид ион до свободного иода в соответствии с уравнением реакции



При титровании молекулярного иода тиосульфатом протекает реакция

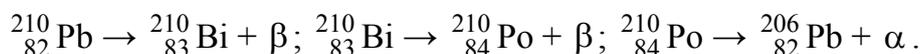


На титрование 50 мл раствора в среднем идет $(10.4 + 10.6 + 10.5) / 3 = 10.5$ мл раствора титранта. Значит в этом объеме раствора содержится $0.05 \cdot 0.0105 = 5.25 \cdot 10^{-4}$ моль, а в 200 мл – $4 \cdot 5.25 \cdot 10^{-4} = 2.1 \cdot 10^{-3}$ моль. Так как в соответствии с первой реакцией количество выделившегося иода равно количеству пропущенного через раствор озона, то в 1 л озонированного воздуха содержится $2.1 \cdot 10^{-3}$ моль озона. Общее количество вещества в 1 л озонированного воздуха рассчитаем по уравнению Менделеева–Клапейрона

$$n = pV / RT = 1.013 \cdot 10^5 \cdot 0.001 / (8.314 \cdot 293) = 0.04158 \text{ моль.}$$

Тогда мольная доля озона в нем составляет $2.1 \cdot 10^{-3} / 0.04158 = 0.0505$ или 5.05%.

6. Радиоктивный распад. Уравнения описанных ядерных превращений:

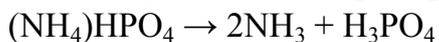


В результате этих превращений из изотопа свинца с массовым числом 210 образуется изотоп этого же элемента, но с массовым числом 206. При этом масса ве-

щества уменьшается в $210/206 = 1.02$ раза или на 2%. Химические же свойства вещества на изменяются, поскольку они определяются зарядом ядра атома.

9 класс

Задание 1.



Принимаем, что $\nu(\text{NH}_4\text{HCO}_3) = x$ моль, $\nu((\text{NH}_4)\text{HPO}_4) = y$ моль, $\nu(\text{CaCO}_3) = z$ моль. Решаем следующую систему уравнений:

$$79x + 132y + 100z = 93.3\text{ г}$$

$$x + z = 0.6 \text{ моль}$$

$$x + 2y = 0.9 \text{ моль}$$

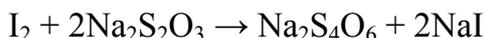
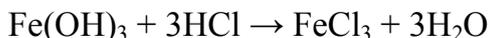
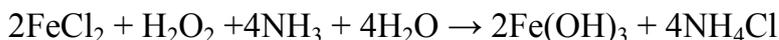
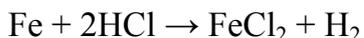
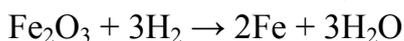
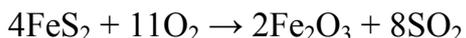
Решая эту систему, получаем следующие данные:

$$x = 0.3 \text{ моль} = \nu(\text{NH}_4\text{HCO}_3); m(\text{NH}_4\text{HCO}_3) = 23.7 \text{ г} \quad w = 25.4\%$$

$$y = 0.3 \text{ моль} = \nu((\text{NH}_4)\text{HPO}_4); m((\text{NH}_4)\text{HPO}_4) = 39.6 \text{ г} \quad w = 42.4\%$$

$$z = 0.3 \text{ моль} = \nu(\text{CaCO}_3); m(\text{CaCO}_3) = 30.0 \text{ г} \quad w = 32.2\%$$

Задание 2.



На титрование йода израсходовано $0.05 \cdot 0.1 = 0.005$ моль тиосульфата натрия. 1 моль тиосульфата натрия соответствует 1 моль пирита; следовательно, количество пирита также 0.005 моль, или $0.005 \cdot 120 = 0.6$ г. Примесей было $1.10 - 0.6 = 0.5$ г, или $0.5/1.1 = 0.454$, или 45.4%.

Задание 3.

Определим молярную массу выделенного газа: $M(\text{газа}) = 29/1.7 = 17$ г/моль, что соответствует аммиаку. Найдем его количество вещества :

$$\nu(\text{NH}_3) = 0.224/22.4 = 0.01 \text{ моль.}$$

Определим количество моль железа

$$\nu(\text{Fe}) = 2 \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 0.40/160 = 0.005 \text{ моль.}$$

С бариетом выпадают в осадок, который не растворяется в других кислотах только сульфат-ионы. Всего получается 5 элементов, образующих соль. В катионе будут ионы аммония и железа, а в анионе сульфат-ионы. У нас будет 2 иона аммония, 1 ион железа и 2 сульфат-иона.

Определим молярную массу исходной соли:

$M(\text{соли}) = 1.96/0.005 = 392$ г/моль, а $M((\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2) = 284$ г/моль, что на 108 г/моль легче исходной соли и соответствует 6 молекулам воды. Значит изначально был кристаллогидрат формулой $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Задание 4.

Пусть x – степень превращения веществ, тогда во время равновесия содержится $n(1 - x)$ моль H_2O и CO , и nx моль H_2 и CO_2 . Подставим эти значения в выражение константы:

$$K = (nx)^2 / (n(1 - x))^2; x = 0.414.$$

Таким образом равновесная смесь содержит по 0.586n моль CO и H_2O , и по 0.414n моль CO_2 и H_2 . Соответственно определим объемное содержание:

$$\varphi(CO) = \varphi(H_2O) = 0.293 = 29.3\%$$

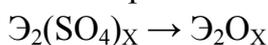
$$\varphi(CO_2) = \varphi(H_2) = 0.207 = 20.7\%$$

Задание 5.

- а) $NF_3 - sp^3$; $NH_3 - sp^3$; $NOF - sp^2$; $NOF_3 - sp^3$; $[SbF_6]^- - sp^3d^2$; $SbF_5 - sp^3d$.
 б) $NO_3^- - sp^2$; $CO_3^{2-} - sp^2$; $PO_4^{3-} - sp^3$; $SO_4^{2-} - sp^3$; $NO_2^- - sp^2$; $ClO_4^- - sp^3$; $ClO_3^- - sp^3$; $SO_3^{2-} - sp^3$; $ICl_4^- - dsp^2$; $PF_6^- - sp^3d^2$.

Задание 6.

Рассмотрим сначала разложение данного сульфата:



Решаем следующее уравнение:

$$2a + 96x = 2(2a + 16x); \text{ при } x = 2, a = 64 \text{ г/моль (Cu)}$$

Теперь рассмотрим взаимодействие сульфата меди с галогенидом калия



Решаем уравнение следующего вида:

$1,2(64 + 96) = 64 + 2X$, откуда $X = 64$ г/моль, что соответствует половине молярной массы йода. Из-за нестабильности йодида меди (II), происходит диспропорционирование с образованием йодида меди (I) и чистого йода.

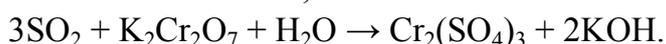
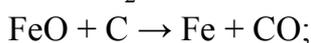
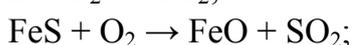
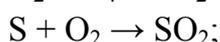
$2CuSO_4 + 4KI \rightarrow 2CuI + I_2 + 2K_2SO_4$, что по выпадаемому количеству осадка соответствует условию задачи

10 класс

Задание 1.

а) А – Cr; Б – Fe; В – K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$; Г – K_2FeO_4 , $Fe(OH)_3$ (соответствует частично); Д – H_2S ; Е – S; Ж – FeS; З – SO_2 ; И – $Cr_2(SO_4)_3$; К – FeO, Fe_2O_3 .

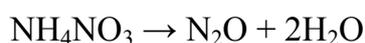
б) $Cr \rightarrow K_2Cr_2O_7, Fe - K_2FeO_4$;

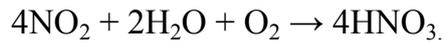


Задание 2.

Из данных задачи известно изменение энтальпии (суммарное), которое составляет: $\Delta H_{\Sigma} = -310.0$ кДж/моль.

Запишем уравнения протекающих реакций:





Таким образом, зашифрованные вещества: А – N_2O ; В – NO_2 ; С – HNO_3 .

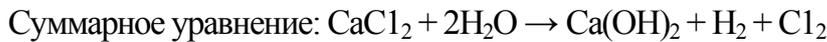
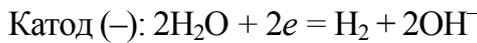
Рассчитать значения тепловых эффектов каждой из стадий можно, зная изменение энтальпии процесса, которое можно найти из уравнения для расчета изменения энергии Гиббса:

$$\Delta G = (\sum \nu_{i,\text{кон.}} \Delta H_{f,\text{кон.}}^0 - \sum \nu_{i,\text{исх.}} \Delta H_{f,\text{исх.}}^0) - T(\sum \nu_{i,\text{кон.}} \Delta S_{i,\text{кон.}}^0 - \sum \nu_{i,\text{исх.}} \Delta S_{i,\text{исх.}}^0).$$

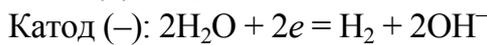
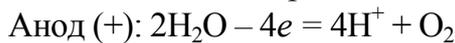
$\Delta H_1 = -36,2$ кДж/моль, $\Delta H_3 = -258,8$ кДж/моль, $\Delta H_2 = \Delta H_{\Sigma} - \Delta H_1 - \Delta H_3 = -15,0$ кДж/моль, соответствующие им тепловые эффекты: 36,2 кДж/моль, 258,8 кДж/моль и 15,0 кДж/моль соответственно.

Задание 3.

Уравнение электролиза раствора хлорида кальция:

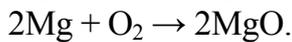
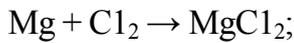


Количество вещества хлорида кальция: $n(\text{CaCl}_2) = 47,2 \cdot 1,06 \cdot 0,011 / 111 = 0,05$ моль. При полном электролизе на аноде выделится 0,05 моль (1,12 л) хлора. Значит 2,24 л газа выделилось при дальнейшем электролизе раствора:



На аноде выделился кислород объемом 2,24 л или $n(\text{O}_2) = 0,1$ моль.

Запишем уравнения реакций магния с хлором и кислородом:



В трубке было 15 г (0,625 моль) магния. Хлор окислил 0,05 моль магния, кислород – 0,2 моль, т.е. всего окислению подверглось 0,25 моль магния. При этом образовалось 0,05 моль (4,75 г) хлорида магния и 0,2 моль (8 г) оксида магния. В трубке осталось 0,375 моль магния (0,625 – 0,25), что составляет 9 г. Таким образом, после окончания опыта в трубке содержатся магний (9 г), хлорид магния (4,75 г) и оксид магния (8 г). Общая масса смеси 21,75 г, а массовые доли веществ соответственно равны 41,38; 21,84 и 36,78%.

Задание 4.

1. Спиновое состояние комплексов, образованных переходным элементом, отображается электронной конфигурацией комплексообразователя, которая определяется величинами энергии расщепления Δ d-орбиталей в поле лигандов и энергии спаривания p-d-электронов. Из спектральных данных, с помощью уравнения Планка, может быть вычислена энергия расщепления

$$\Delta = h\nu \cdot N_A = \frac{hc}{\lambda} N_A,$$

которая составляет в комплексах $[\text{CoF}_6]^{4-}$ и $[\text{Co(CN)}_6]^{4-}$ соответственно

$$\Delta = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с} \cdot 2,998 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}}{589,2 \cdot 10^{-9} \text{ м}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 203 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$$\Delta = \frac{6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с} \cdot 2.998 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}}{302.8 \cdot 10^{-9} \text{ м}} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 395 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

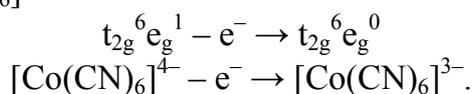
Величина магнитного момента μ_m комплексных соединений определяется только спиновой компонентой и может быть вычислена исходя из числа незаполненных d-электронов n комплексообразователя (в магнетонах Бора μ_B)

$$\mu_m = \sqrt{n(n+2)}.$$

Результаты обработки экспериментальных данных сведены в таблице

ион	Co^{2+}	$[\text{CoF}_6]^{4-}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$
$\Delta \leftrightarrow P$	–	$\Delta \ll P$	$\Delta \gg P$
электронная конфигурация комплексообразователя			
	d^7	$t_{2g}^5 e_g^2$	$t_{2g}^6 e_g^1$
n	3	3	1
μ_m	–	$\sqrt{15}$	$\sqrt{3}$
спиновое состояние	высокоспиновый	высокоспиновый	низкоспиновый

2. Восстановительные свойства $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$ объясняются тем, что вследствие значительной величины Δ в данном комплексе, уровень e_g расположен достаточно высоко по энергии, поэтому электрон удаляется отсюда значительно легче, чем в случае $[\text{CoF}_6]^{4-}$

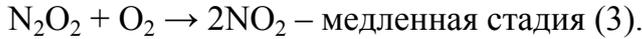


3. Тип гибридизации комплексообразователя и структурные формулы рассматриваемых октаэдрических комплексов представлены в таблице

$[\text{CoF}_6]^{4-}$ $sp^3 d^2$ -гибридизация (внутриорбитальный)	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$ $dsp^3 d(sp^3 d^2)$ -гибридизация («смешанноорбитальный»)
--	---

Задание 5.

Механизм (I) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ предполагает тримолекулярные столкновения и позволяет получить кинетическое уравнение (1): $v = kc_{\text{NO}}^2c_{\text{O}_2}$. Альтернативный механизм (II) представим в виде 2 стадий:

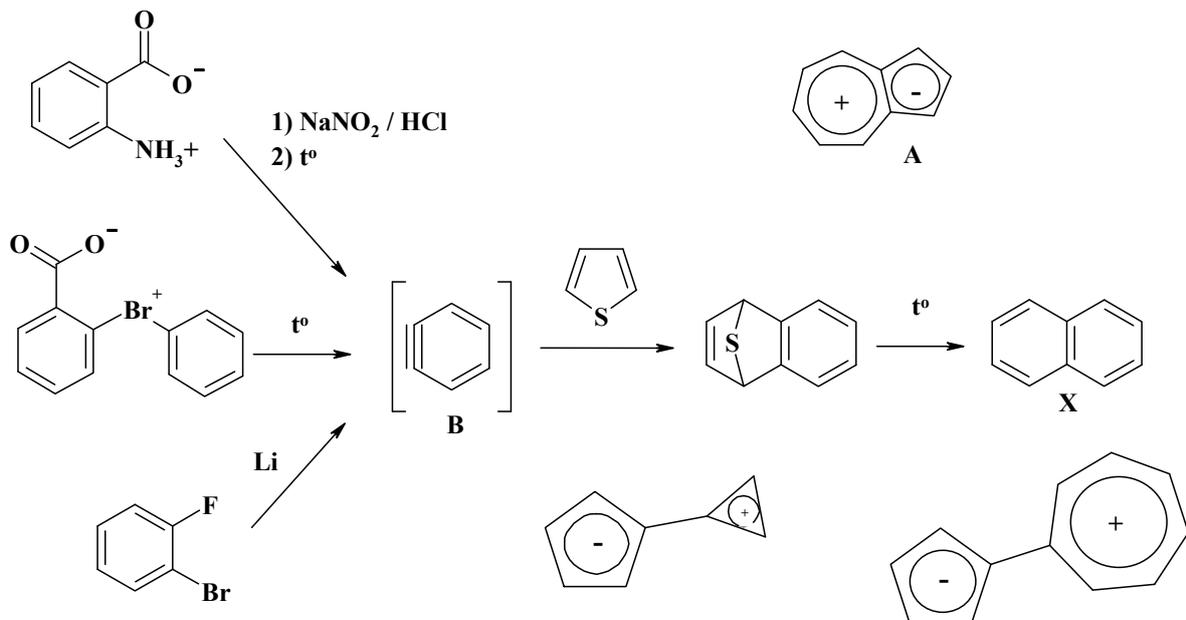


В данном случае скорость процесса лимитируется медленной стадией, и кинетическое уравнение принимает вид: $v = k'c_{\text{N}_2\text{O}_2}c_{\text{O}_2}$. Равновесие (2) характеризуется константой: $k'' = \frac{c_{\text{N}_2\text{O}_2}}{c_{\text{NO}}^2}$, откуда $c_{\text{N}_2\text{O}_2} = k''c_{\text{NO}}^2$. Выражение для скорости реакции примет вид: $v = k'k''c_{\text{NO}}^2c_{\text{O}_2} = Kc_{\text{NO}}^2c_{\text{O}_2}$.

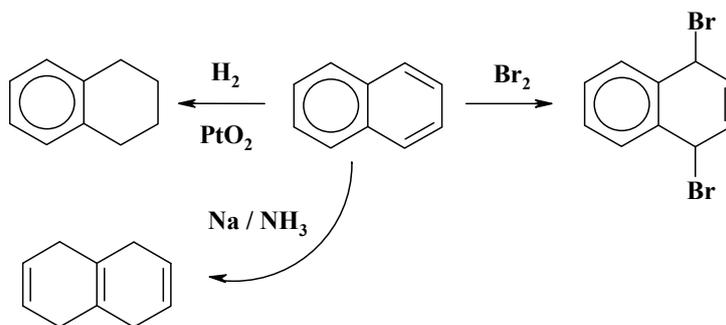
Если бы реакция протекала в соответствии с механизмом (I), то скорость реакции увеличивалась бы с повышением температуры, вследствие увеличения частоты столкновений, однако экспериментальные данные показывают, что скорость реакции уменьшается с повышением температуры, поэтому данный механизм не может быть верным. В случае механизма (II), согласно уравнению Аррениуса, k' растет с повышением температуры. Для того, чтобы K уменьшалась с ростом температуры, уменьшение k'' должно происходить быстрее, чем увеличение k' . Это условие выполняется, если реакция (2) экзотермическая и характеризуется большим изменением энтальпии. Таким образом, на основании механизма (II) можно объяснить уменьшение скорости данной реакции с ростом температуры.

Если бы реакция протекала в соответствии с механизмом (I), то скорость реакции увеличивалась бы с повышением температуры, вследствие увеличения частоты столкновений, однако экспериментальные данные показывают, что скорость реакции уменьшается с повышением температуры, поэтому данный механизм не может быть верным. В случае механизма (II), согласно уравнению Аррениуса, k' растет с повышением температуры. Для того, чтобы K уменьшалась с ростом температуры, уменьшение k'' должно происходить быстрее, чем увеличение k' . Это условие выполняется, если реакция (2) экзотермическая и характеризуется большим изменением энтальпии. Таким образом, на основании механизма (II) можно объяснить уменьшение скорости данной реакции с ростом температуры.

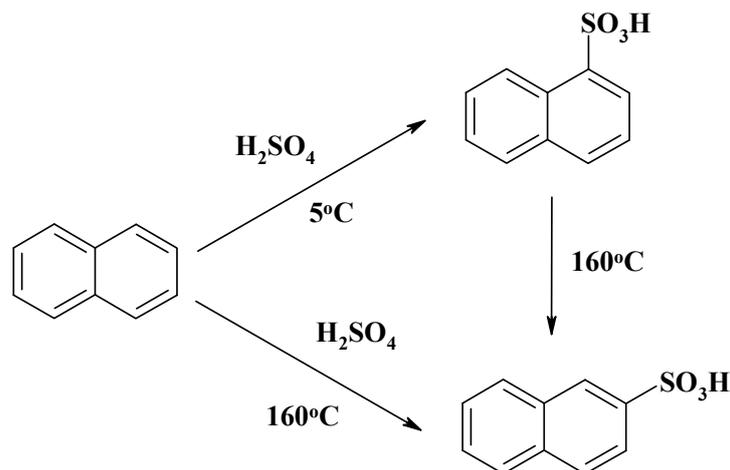
Задание 6. Косметология.



3. Нафталин может выступать как диен, реализуя не 10π -, а 6π -электронную систему:



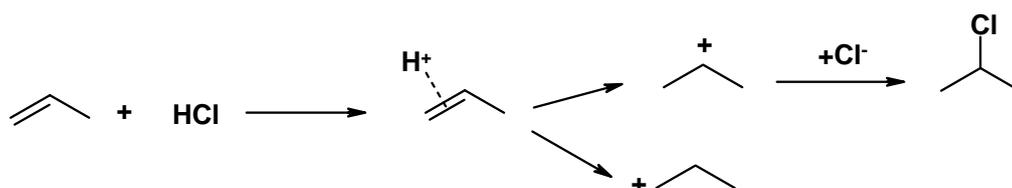
4.



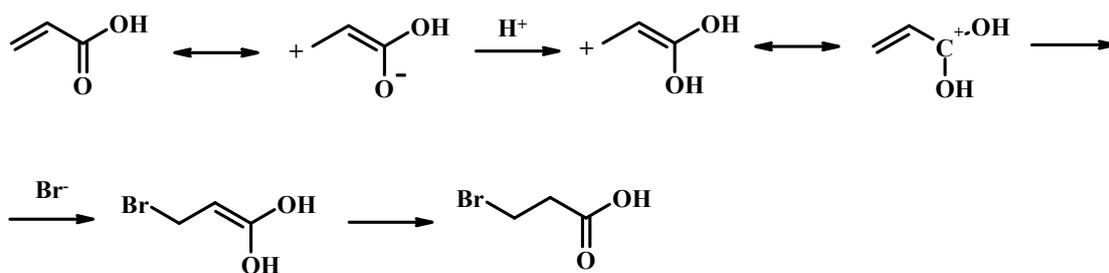
11 класс

1. Против правил. Ниже даны приведенные в задании правила и объяснения к контрпримерам.

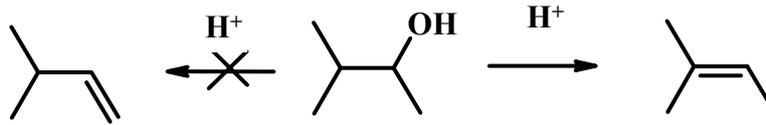
1) Механизм реакции Марковникова на примере присоединения пропена к хлороводороду:



Наиболее стабильным из карбокатионов будет изопропил-катион. Контр-пример:



2) Правило Зайцева (основано на устойчивости карбокатионов):

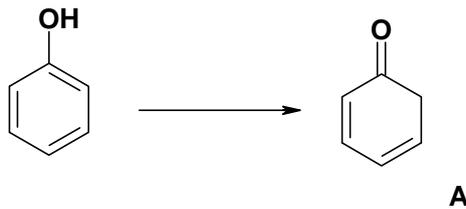


В контрпримере образуется система сопряженных связей, что является энергетически более выгодным.

3) Правило Ельтекова:

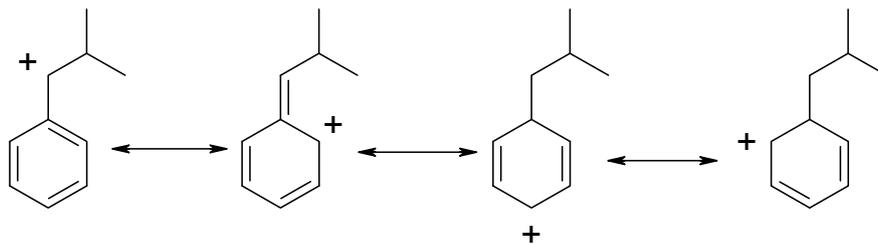


В случае фенола:



в случае таутомерии исчезает ароматичность, что невыгодно.

4) решающий вклад в стабильность карбокатионов вносит ароматическое кольцо:



5) за счет $-I$ и $-M$ -эффектов CO -группы стягивают электронную плотность с азота – его кислотность резко возрастает.

2. Незавершенный ряд.

1. Всю совокупность описанных в условии химических реакций легко представить в виде простой "симметричной" цепочки превращений.

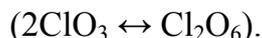
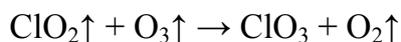
		$E + H$ (наг.)					$E + I,$ $E + I$ ($600^\circ C$)	
		$OH^- \uparrow$						
B	$20^\circ C$	C	O_3	D	OH^-	$G + H$	$E + H,$ H ($400^\circ C$)	
		$OH^- \downarrow$					$E + I,$ H ($200^\circ C, MnO_2$)	
		$F + G$ (хол.)						

Исходя из типов превращений на участке $B - C - D$ (разложение оксида, озонирование) и незавершенности одноименного ряда соединений, можно предположить, что в задаче зашифрован ряд оксидов, образованных элементом, обладающим широким спектром степеней окисления. На основании изменения в ряду окраски и агрегатного состояния легко догадаться, что речь идет об оксидах хлора. Следовательно, "родоначальник" – молекулярный хлор Cl_2 (A). При

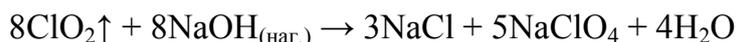
комнатной температуре оксид хлора Cl_2O (B) диспропорционирует с образованием хлора и диоксида хлора ClO_2 (C)



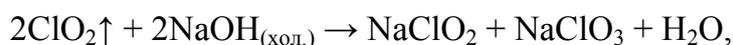
который в атмосфере озона превращается в триоксид хлора ClO_3 или Cl_2O_6 (D)



Растворение в щелочах приводит к диспропорционированию оксидов хлора с образованием растворов солей: хлорида натрия NaCl (E) и перхлората натрия NaClO_4 (H) при нагревании диоксида хлора



и хлорита натрия NaClO_2 (F) и хлората натрия NaClO_3 (G) на холоду



а также хлората натрия и перхлората натрия при растворении триоксида хлора



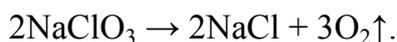
Анализ возможных продуктов прокаливания кристаллических солей в зависимости от температуры указывает на диспропорционирование хлората натрия при 400°C с образованием хлорида натрия и перхлората натрия



который в дальнейшем подвергается разложению только при 600°C с образованием хлорида натрия молекулярного кислорода O_2 (I)

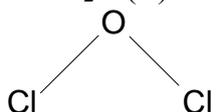
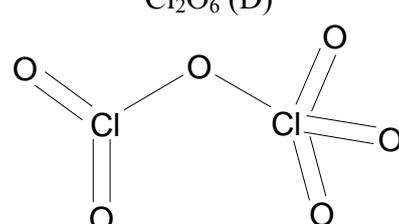


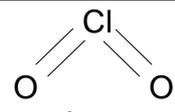
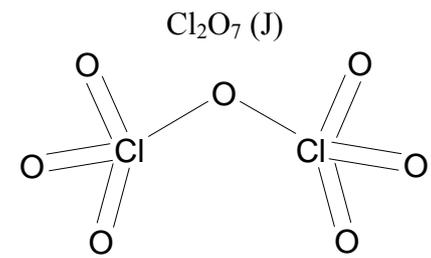
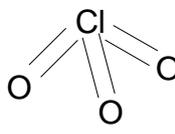
Отсюда следует, что при 200°C в присутствии MnO_2 разложению будет подвергаться только хлорат натрия с образованием хлорида натрия и кислорода



Таким образом, в цепочке превращений были зашифрованы следующие вещества: A – Cl_2 ; B – Cl_2O ; C – ClO_2 ; D – ClO_3 или Cl_2O_6 ; E – NaCl ; F – NaClO_2 ; G – NaClO_3 ; H – NaClO_4 ; I – O_2 .

2. Среди устойчивых бинарных оксосоединений хлора в незавершенном ряду отсутствует только гептаоксид дихлора Cl_2O_7 (J). Структуры молекул оксидов хлора с указанием типа гибридизации центральных атомов и описанием магнитных свойств представлены в таблице

Cl_2O (B)  атом O – sp^3 -гибридизация, диамагнитная молекула	Cl_2O_6 (D)  атомы Cl, O – sp^3 -гибридизация диамагнитная молекула
ClO_2 (C)	

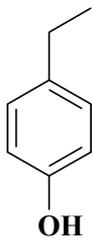
 атом Cl – sp ² -гибридизация, парамагнитная молекула	 атомы Cl, O – sp ³ -гибридизация, диамагнитная молекула
ClO ₃ (D)  атом Cl – sp ³ -гибридизация, парамагнитная молекула	

3. Спектры. Можно ли, не зная никаких других характеристик веществ, отличить с помощью а) ¹H ЯМР-спектроскопии (200 МГц); б) масс-спектрометрии низкого разрешения; в) ИК-спектроскопии; г) УФ/видимой спектроскопии такие вещества:

1) 1-фенилбутен-1-он-3, 1-(4-диметиламинофенил)-бутен-1-он-3, 1-(4-нитрофенил)-бутен-1-он-3: ¹H ЯМР – можно, МС – можно, ИК – можно, УФ – можно.

2) 4-нитротолуол, 4-нитрофенол, 3-нитрофенол: ¹H ЯМР – можно, МС – можно, ИК – можно отличить 4-нитротолуол от остальных двух, УФ – можно.

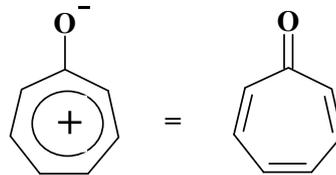
3) циклоокта-1,5-диен, циклогекса-1,4-диен, пента-1,4-диен: ¹H ЯМР – можно, МС – можно, ИК – нельзя, УФ – нельзя.



А



В



С

4. pH. Исходя из условия задачи, общую концентрацию кадмия в растворе можно представить как:

$$c(\text{Cd}^{2+}) = 0.02 = [\text{Cd}^{2+}] + [\text{Cd}(\text{OH})^-]$$

Равновесная концентрация кадмия равна: $[\text{Cd}^{2+}] = 0.02 \cdot 0.99 = 1.98 \cdot 10^{-2}$ моль/л, соответственно равновесная концентрация гидроксокомплекса равна:

$$[\text{Cd}(\text{OH})^-] = 0.02 - 1.98 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Выражение закона действующих масс имеет вид:

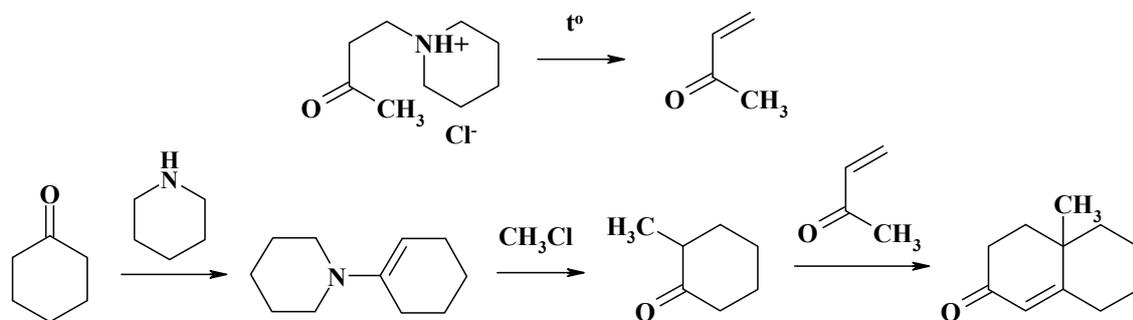
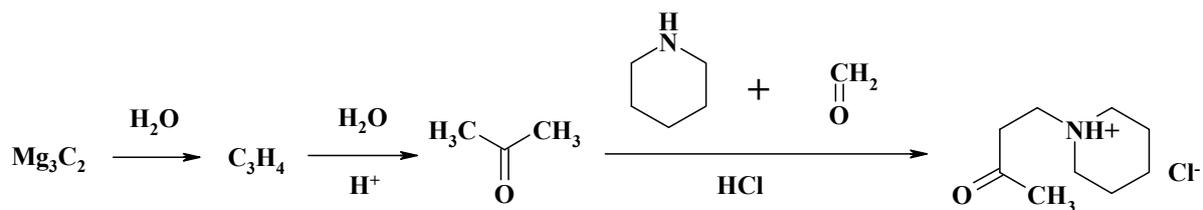
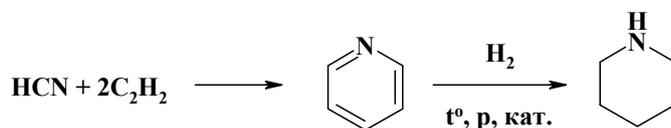
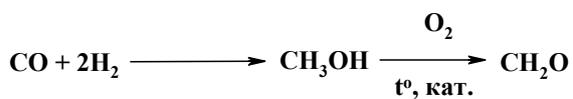
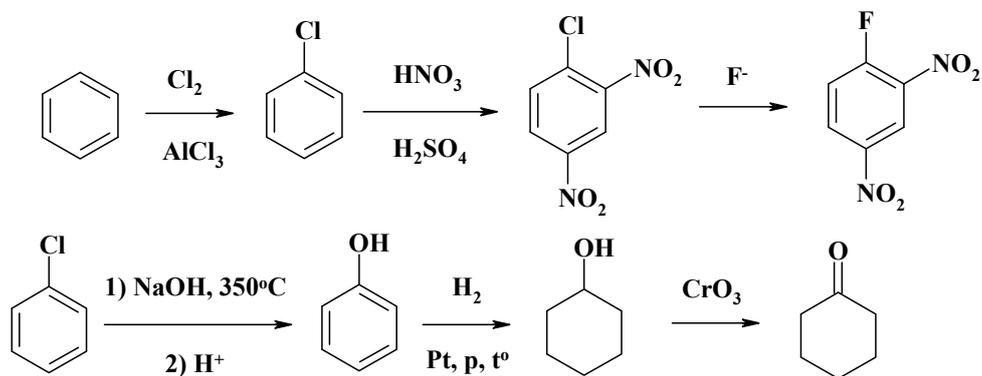
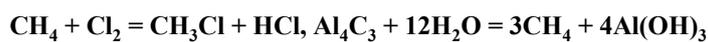
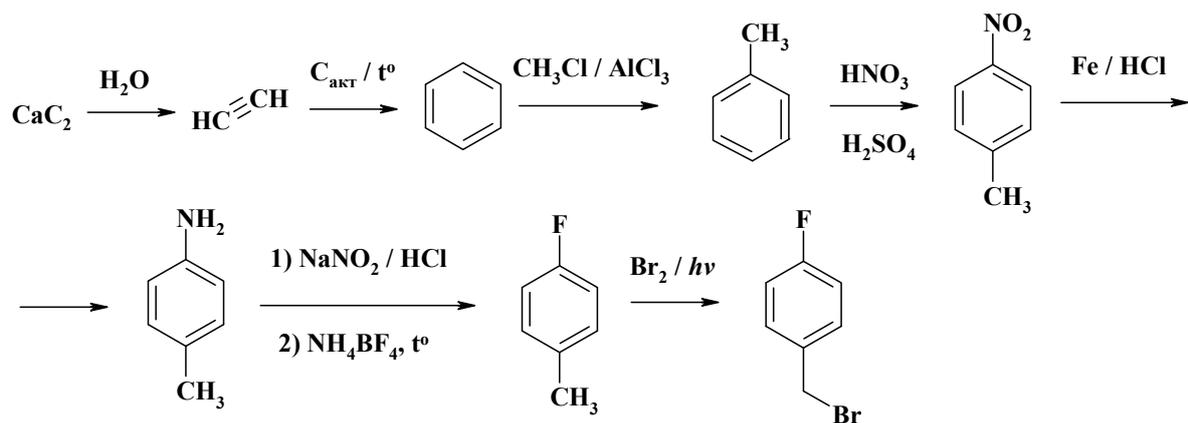
$$\beta_1 = \frac{[\text{Cd}(\text{OH})^+]}{[\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]} = 1.99 \times 10^4.$$

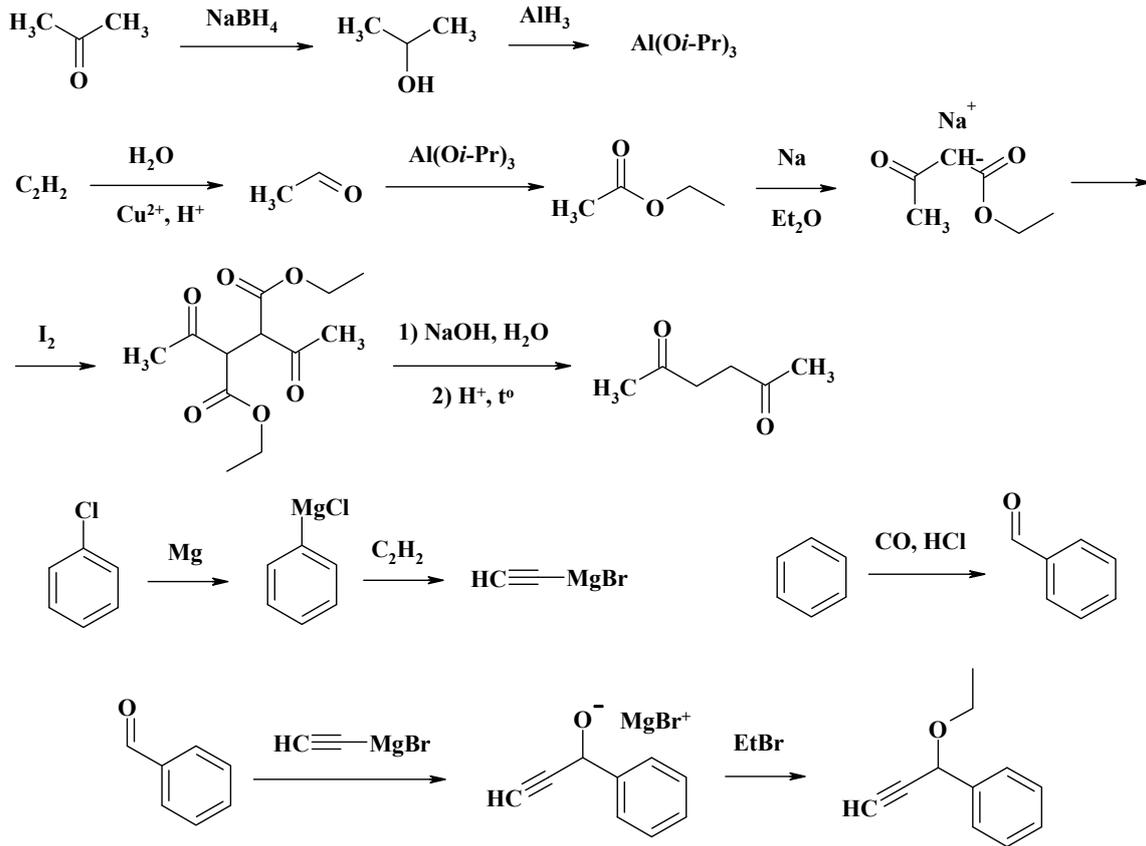
Выразим равновесную концентрацию гидроксид ионов:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-4} / 1.98 \cdot 10^{-2} \cdot 1.99 \cdot 10^4 = 5.07 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

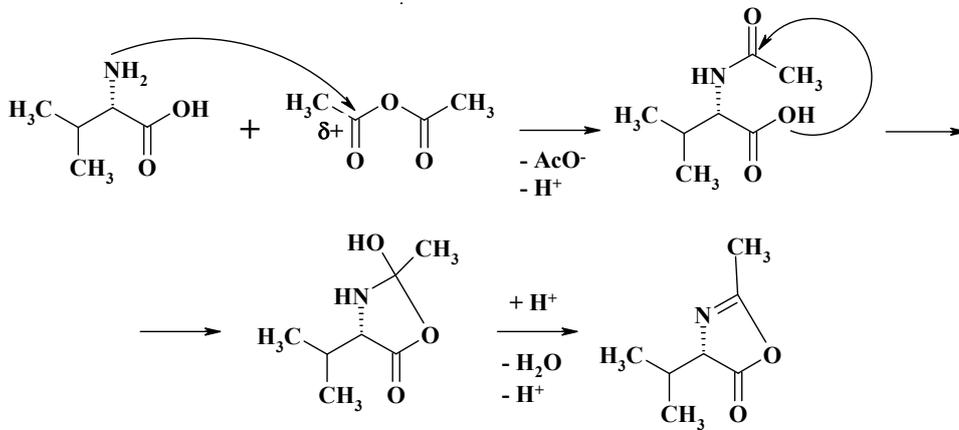
$$\text{pOH} = 6.29, \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 7.71.$$

5. Полный синтез.

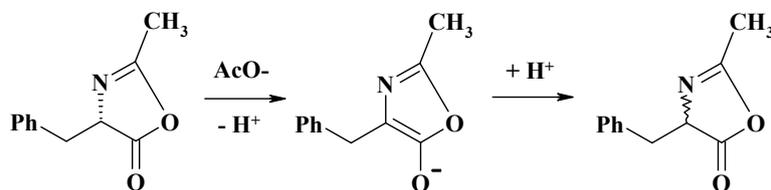




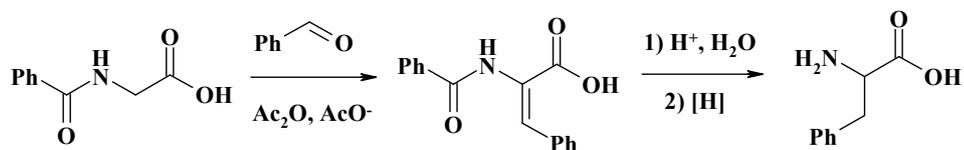
6. Азлактоны.



2.



3.



**ПОБЕДИТЕЛИ III-ГО ЭТАПА ВСЕУКРАИНСКОЙ ХИМИЧЕСКОЙ ОЛИМПИАДЫ
г. Харьков, 24 января 2009 г.**

Ф.И.О. ученика	Место	Класс	Учебное заведение	Ф.И.О. учителя, подготовившего ученика к олимпиаде
Головизнина Екатерина Владимировна	1	8	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. № 36	Русанова Елена Константиновна
Кушниренко Владислав Витальевич	1	8	Харьковский лицей № 161 "Импульс"	Затыльников Наталья Николаевна
Микитянський Максим Анатольевич	1	8	Харьковский физико-математический лицей № 27	Кравченко Александра Анатолиевна
Шморгун Ольга Сергеевна	1	8	Харьковского УВК № 45 "Академическая гимназия"	Барабан Оксана Владимировна
Бардовский Ростислав Евгеньевич	2	8	УВК «ОУЗ-ДУЗ» №10 Лозовского городского совета	Ковалева Наталья Станиславовна
Гарбузюк Роман Сергеевич	2	8	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 11	Горбань Инна Владимировна
Запорожец Ирина Александровна	2	8	Балаклейская общеобразовательная школа I-III ст. №1 им.О.А.Тризы	Овсиенко Надежда Владимировна
Зотик Мария Владимировна	2	8	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 17	Трубецкая Алла Ароньевна
Кравченко Алексей Олегович	2	8	Харьковский физико-математический лицей № 27	Кравченко Александра Анатольевна
Маркевич Никита Андреевич	2	8	Харьковский физико-математический лицей № 27	Кравченко Александра Анатольевна
Пасичник Владислава Эдуардовна	2	8	Харьковский технический лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Попенко Сергей Анатольевич	2	8	Харьковского УВК № 166 "Вертикаль"	Кожушко Анна Александровна
Рыжов Артем Игоревич	2	8	Харьковская гимназия № 82	Бабак Ольга Васильевна
Григорова Дарья Андреевна	3	8	Купянская общеобразовательная школа I-III ст. № 1	Коробова Светлана Николаевна
Дударев Дмитрий Сергеевич	3	8	Козачелопанская общеобразовательная школа I-III ст.	Котенко Галина Михайловна
Емельянова Татьяна Олеговна	3	8	Харьковская гимназия №144	Лашина Светлана Евгеньевна
Ковальковский Евгений Владимирович	3	8	Харьковская гимназия № 55	Полозенцева Виктория Николаевна
Коханов Сергей Владимирович	3	8	Харьковская гимназия № 55	Полозенцева Виктория Николаевна
Кошпаренко Вероника Дмитриевна	3	8	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. №142	Рыбалка Инесса Георгиевна
Лаврик Дмитрий Владимирович	3	8	Харьковская специализированная школа I-III ст. №75	Ковалева Лариса Юрьевна
Руденок Ольга Игоревна	3	8	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 11	Горбань Инна Владимировна
Собакарь Маргарита Викторовна	3	8	Снежковская общеобразовательная школа I-III ст.	Щербак Алла Ивановна
Фурсова Анастасия Александровна	3	8	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 85	Краснова Валентина Геннадиевна
Шемет Павел Александрович	3	8	Харьковский технический лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Штанько Максим Игоревич	3	8	Харьковского УВК № 45 "Академическая гимназия"	Барабан Оксана Владимировна, Барабан Андрей Юрьевич

Ф.И.О. ученика	Место	Класс	Учебное заведение	Ф.И.О. учителя, подготовившего ученика к олимпиаде
Бородин Олег Олегович	1	9	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 114	Брикова Алла Ивановна
Вакслер Евгений Алексеевич	1	9	Харьковская гимназия № 46 им. М.В.Ломоносова	Кичата Елена Евгеньевна
Харченко Евгений Дмитриевич	1	9	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. № 150	Шафоростова Елена Григорьевна
Бердник Михайло Игоревич	2	9	Харьковский физико-математический лицей № 27	Кравченко Александра Анатольевна
Вавилов Андрей Вадимович	2	9	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. № 150	Шафоростова Елена Григорьевна
Васильченко Дарина Романовна	2	9	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 80	Варавва Наталья Эдуардовна
Еремينا Александра Михайловна	2	9	Харьковская гимназия № 47	Мельникова Татьяна Васильевна
Зайцева Снежана Олеговна	2	9	Харьковская гимназия № 47	Мельникова Татьяна Васильевна
Рубанов Дмитрий Геннадиевич	2	9	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. № 160	Денисова Алла Федоровна
Софронов Александр Александрович	2	9	Харьковский физико-математический лицей № 27	Кравченко Александра Анатольевна
Бобу Алексей Павлович	3	9	Чугуевская общеобразовательная школа I-III ст. № 1	Наплекова Нина Кирилловна
Вощаный Богдан Сергеевич	3	9	Изюмская общеобразовательная школа I-III ст. №12	Чернятина Тамара Григорьевна
Исакова Влада Дмитриевна	3	9	Харьковский технический лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Подобреева Юлия Игоревна	3	9	Первомайская общеобразовательная школа I-III ст. №2	Голованова Алла Владимировна
Рубаненко Мария Александровна	3	9	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. № 106	Свечкарёв Денис Андреевич
Руденко Виталий Олегович	3	9	Харьковская гимназия № 47	Мельникова Татьяна Васильевна
Сиккульский Станислав Валериевич	3	9	Харьковская гимназия № 55	Ушакова Нина Андреевна
Дзюба Максим Денисович	1	10	Харьковский техничный лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Звягин Евгений Николаевич	1	10	Харьковская гимназия №144	Чернова Галина Алексеевна
Кузнецов Михайло Александрович	2	10	Харьковского лицея № 161 "Импульс"	Затыльниковна Наталья Николаевна
Лисовский Виталий Валериевич	2	10	Харьковского лицея № 161 "Импульс"	Затыльниковна Наталья Николаевна
Базыль Антон Александрович	3	10	Купянская гимназия № 2	Борисов Сергей Витальевич
Балганбаев Сергей Арстанбекович	3	10	Харьковская гимназия №144	Чернова Галина Алексеевна
Баталичева Татьяна Евгеньевна	3	10	Харьковская гимназия № 46 им. М.В.Ломоносова	Кичата Елена Евгеньевна, Базавлук Татьяна Викторовна
Загrevский Павел Михайлович	3	10	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. №124	Суботина Надежда Ивановна
Колодезная Татьяна Юрьевна	3	10	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 80	Варавва Наталья Эдуардовна
Колодезный Дмитрий Юрьевич	3	10	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 80	Варавва Наталья Эдуардовна

Ф.И.О. ученика	Место	Класс	Учебное заведение	Ф.И.О. учителя, подготовившего ученика к олимпиаде
Кравченко Александр Сергеевич	3	10	Харьковского УВК № 45 "Академическая гимназия"	Барабан Оксана Владимировна, Григорович Алексей Владиславович
Мороз Катерина Николаевна	3	10	Боровская гимназия № 1	Никонова Светлана Владимировна
Онижук Антон Олегович	3	10	Харьковский технический лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Острополец Анна Сергеевна	3	10	Харьковского УВК № 45 "Академическая гимназия"	Барабан Оксана Владимировна
Радионова Людмила Владимировна	3	10	Харьковская гимназия № 47	Мельникова Татьяна Васильевна
Сморцова Евгения Юрьевна	3	10	Харьковская специализированная школа I-III ст. №119	Малеваный Владимир Борисович
Спузак Анна Романовна	3	10	Харьковская специализированная школа I-III ст. № 18	Гнатовская Татьяна Николаевна
Ушкалов Евгений Владимирович	3	10	Харьковского лицея № 149	Лелеко Валентина Георгиевна
Шушура Виталий Юрьевич	3	10	Харьковская гимназия № 46 им. М.В.Ломоносова	Кичата Елена Евгеньевна, Базавлук Татьяна Викторовна
Фарафонов Владимир Сергеевич	1	11	Харьковская общеобразовательная школа I-III ст. № 5	Гребенюк Людмила Федоровна
Кадуцкий Николай Николаевич	2	11	Харьковская гимназия № 47	Войлокова Татьяна Ивановна
Миронова Мария Юрьевна	2	11	Харьковская гимназия № 47	Войлокова Татьяна Ивановна
Монастырев Данило Юрьевич	2	11	Харьковская гимназия № 55	Полозенцева Виктория Николаевна
Слюсарев Артем Николаевич	2	11	Харьковский технический лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Гаевый Ярослав Юрьевич	3	11	Боровская гимназия № 1	Никонова Светлана Владимировна
Гирченко Сергей Сергеевич	3	11	Харьковский технический лицей № 173	Ковалева Виктория Дмитриевна
Морозова Алиса Дмитриевна	3	11	Харьковская специализированная школа I-III ст. №99	Вицендик Анна Владимировна
Ошега Юлия Сергеевна	3	11	Харьковская гимназия № 47	Войлокова Татьяна Ивановна
Перепельца Екатерина Александровна	3	11	Изюмская общеобразовательная школа I-III ст. №4	Волкова Елена Васильевна
Пономаренко Владимир Александрович	3	11	Харьковский физико-математический лицей № 27	Кравченко Александра Анатольевна
Сараев Алексей Сергеевич	3	11	Харьковского лицея № 161 "Импульс"	Затыльниковская Наталия Николаевна

СОДЕРЖАНИЕ

Задания 1-го тура.....	4
8 класс.....	4
9 класс.....	5
10 класс.....	7
11 класс.....	9
Решения заданий 1-го тура.....	13
8 класс.....	13
9 класс.....	15
10 класс.....	17
11 класс.....	21
Задания 2-го тура.....	26
8 класс.....	26
9 класс.....	27
10 класс.....	28
11 класс.....	30
Решения и ответы к заданиям 2-го тура.....	33
8 класс.....	33
9 класс.....	35
10 класс.....	36
11 класс.....	40
Победители III-го этапа Всеукраинской химической олимпиады.....	46

**Колосов Максим Александрович
Ельцов Сергей Витальевич
Кийко Сергей Михайлович
Никитина Наталья Александровна
Комарицкий Игорь Леонидович
Чуйко Юлия Ивановна**

**Харьковская областная химическая олимпиада 2009 года:
Задачи и решения.**

Учебно–методическое пособие

Ответственный за выпуск: Колосов М.А.
Технический редактор: Ельцов С.В.

Подписано к печати 20.03.2009.
Тираж 100 экземпляров.

61077, г. Харьков, пл. Свободы 4,
Харьковский национальный университет имени В.Н.Каразина

