

ФГБОУ ВПО «Саратовский государственный университет имени
Н.Г. Чернышевского»

Авторы-составители:
Кожина Л.Ф., Акмаева Т.А.

РУКОВОДСТВО
К ПРАКТИКУМУ ПО МЕТОДИКЕ ОБУЧЕНИЯ ХИМИИ

учебно-методическое пособие для студентов
высших учебных заведений

Саратов

2013

УДК [373.5.016:54] (076.8)

ББК 74.262.4я73

К 58

Кожина Л.Ф., Акмаева Т.А. Учебно-методическое пособие «Руководство к практикуму по методике обучения химии». 2013. - 43с.

Саратовский государственный университет имени Н. Г. Чернышевского

Предисловие

Содержание и логика построения школьного курса химии неразрывно связаны с химическим экспериментом. При этом обязательно проявляется многогранность его роли: он может быть использован в качестве метода обучения, метода познания, методического приема, средства наглядности и т. д. Поэтому, очевидно, что качественное обучение химии в школе невозможно без широкого использования химического эксперимента. Данное учебно-методическое пособие составлено таким образом, чтобы помочь студентам освоить технику и методику применения химического эксперимента при подготовке и проведении уроков химии.

В настоящее время, к сожалению, химическому эксперименту в школе уделяется мало внимания. Чтобы учителя-студенты эффективно использовали химический эксперимент, не боялись его применять на уроках, необходимо научить их правильно подбирать эксперимент, грамотно сочетать с теоретическим материалом, так, чтобы содержательная сторона опыта соответствовала познавательным целям.

Руководство к практикуму по методике обучения химии содержит теоретический материал по научной организации труда учителя и основные требования и критерии, предъявляемые к проведению различных типов уроков с применением химического эксперимента.

Авторы будут благодарны всем, кто выскажет свои замечания и предложения.

Методические указания к проведению и оформлению практической работы

В условиях модернизации и реформирования средней школы предъявляются новые требования к методике обучения и развитию способностей индивидуально-личностного характера учащихся в процессе изучения химии. В условиях сокращения часов на изучение дисциплины «химия» актуальным становится применение инновационных технологий, методик и методов обучения. Учебные материалы, которые использует преподаватель в своей деятельности, должны быть направлены на развитие мышления учащихся и мотивации учения.

Основной целью деятельности преподавателя при обучении химии является освоение учебного материала, который составляет основу заданий ГИА и ЕГЭ знание:

- основных химических понятий;
- общих свойств классов неорганических и органических соединений, металлов, неметаллов;
- признаков классификации элементов, химических реакций, неорганических и органических веществ;
- типов химических связей, кристаллических решеток;
- закономерностей изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева;
- химических свойств простых веществ, изученных классов неорганических и органических веществ;
- условий смещения химического равновесия;
- взаимосвязь веществ различных классов неорганических и органических веществ;
- закономерностей окислительно-восстановительных процессов (включая процессы электролиза).

При подготовке материала для проведения урока, студент-учитель должен знать следующее:

Урок – форма организации деятельности учителей и учащихся систематически применяемая для решения задач обучения, воспитания и развития учащихся в определенный промежуток времени.

Изложение учебного материала должно доводиться до уровня системности в сознании учащихся, а изучаемый материал излагаться не просто в определенной последовательности, а взаимосвязано. Новый изучаемый материал должен базироваться на ранее изученном и усвоенном учащимися материале. Необходимо выработать у учащихся навыки умения применять усвоенные знания для решения задач и выполнения лабораторных работ. Такие умения являются критериями качества знаний обучающихся. В процессе обучения необходимо ориентировать учащихся на понимание изучаемого материала, а не на запоминание. Признаком сознательного усвоения учебного материала это степень самостоятельности учащихся. Чем она выше,

тем сознательнее усваиваются знания. Необходимо помнить, что учитель не учит, а только помогает учиться.

Методы обучения можно классифицировать следующим образом:

1. По источникам передачи и характеру восприятия информации – *словесные* (рассказ, беседа, лекция и т.п.); *наглядные* (показ, демонстрация опытов, презентации и т.п.); *практические* (лабораторные и практические работы, решение задач).

2. По характеру взаимной деятельности учителя и учащихся – *объяснительно-иллюстративный, репродуктивный, метод проблемного изложения, частично-поисковый, исследовательский.*

3. По основным компонентам деятельности учителя:

а) методы организации и осуществления учебной деятельности – словесные, наглядные, практические, самостоятельная работа, лабораторная работа, работа под руководством учителя, репродуктивные и проблемные;

б) методы формирования интереса – познавательные игры, анализ проблемных ситуаций, создание ситуаций успеха и т.п.;

в) методы контроля и самоконтроля.

Для успешного проведения урока необходимо четко представлять основополагающие этапы его подготовки.

Тема урока – главный предмет излагаемых знаний: то, что подлежит не только изучению, но и обсуждению.

Цели урока – образовательные, развивающие, воспитательные.

1. Образовательная цель – формирование системы знаний, умений, навыков.

Формулировка цели зависит от типа урока. Различают несколько типов урока.

Урок изучения нового:

- сформировать представление о ...
- рассмотреть...
- показать особенности строения (влияние)...
- начать формирование понятий...
- охарактеризовать...
- установить взаимосвязь...
- объяснить причины...
- добиться понимания...
- углубить (расширить) знания о ...
- продолжить формирование умений и навыков ...
- научить пользоваться алгоритмом ...

Урок – практикум, урок обобщения и систематизации знаний:

- расширить представления о...
- развить и конкретизировать знания о ...
- обобщить и систематизировать знания о ...
- установить связи влияния... на...

Урок проверки и контроля знаний:

- определить уровень усвоения пройденного материала

- проконтролировать знания ...
- проверить степень сформированности умения ...

Комбинированный урок:

- определить уровень усвоения ранее изученного материала
- откорректировать знания по теме...
- продолжить формирование понятий и умений...
- закрепить умения и навыки...

Урок закрепления изученного материала:

- закрепить умения...
- продолжить отработку умений и навыков...
- обратить внимание на ошибки...
- откорректировать знания...

2. Развивающие цели:

- развивать логическое мышление, учить выделять главное, сравнивать, обобщать, классифицировать
- создавать условия для развития речевой деятельности, творческих способностей, самостоятельности, внимания, памяти, воображения.

3. Воспитательные цели:

- формирование мировоззрения и воспитание личностных качеств (интереса к знаниям, чувства ответственности за результаты своего труда, культуры общения, трудолюбия, настойчивости и упорства).

Таблица 1

Основные этапы проведения уроков различного типа

Тип урока	Основные этапы
Комбинированный урок	<ul style="list-style-type: none"> - организационный этап - этап проверки домашнего задания - этап проверки знаний - этап подготовки учащихся к активному и сознательному усвоению нового материала - этап усвоения новых знаний - этап закрепления - этап обобщения и систематизации - этап подведения итогов урока, домашнее задание и инструктаж по его выполнению
Урок изучения нового материала	<ul style="list-style-type: none"> - организационный этап - этап подготовки учащихся к активному и сознательному усвоению нового материала - этап усвоения новых знаний - этап закрепления новых знаний - этап подведения итогов урока, домашнее задание и инструктаж по его

	выполнению
Урок закрепления изученного материала	<ul style="list-style-type: none"> - организационный этап - этап подготовки учащихся к активному и сознательному усвоению нового материала - этап закрепления новых знаний - этап подведения итогов урока, домашнее задание и инструктаж по его выполнению
Урок повторения и обобщения	<ul style="list-style-type: none"> - организационный этап - этап подготовки учащихся к активному и сознательному усвоению нового материала - этап повторения, обобщения и систематизации изученного - этап информации учащихся о домашнем задании, инструктаж по его выполнению
Урок проверки и контроля знаний	<ul style="list-style-type: none"> - организационный этап - этап подготовки учащихся к активному и сознательному усвоению нового материала - этап проверки знаний - этап информации учащихся о домашнем задании, инструктаж по его выполнению

Качественное обучение химии в школе невозможно без широкого использования **химического эксперимента**. При выборе экспериментальных химических опытов необходимо четко представлять себе критерии, которыми необходимо руководствоваться:

- актуальность данного опыта для конкретного урока (соответствие познавательным целям урока);
- экологическая грамотность при постановке эксперимента (умение рационально использовать химические реактивы и безопасность эксперимента);
- прикладная направленность (изучение взаимосвязи химических знаний с жизнью человека, использование в качестве объектов изучения различные бытовые вещества – пищевые продукты, средства бытовой химии и т.д.);
- техническая простота (стремление не использовать сложные приборы);
- наглядность – формируемые представления и понятия должны быть основаны на восприятиях, которые учащиеся получают непосредственно из наблюдений химических процессов. Очень важно, чтобы химический эксперимент сопровождался ярко выраженными признаками реакций (изменение окраски, выделение газа, выпадение осадка, проявление запаха и т.д.);

наглядность – средство успешного обучения. Однако это эффективно только в сочетании с пояснениями преподавателя:

- фактор времени. Слишком длительный по времени эксперимент способствует ослаблению интереса учащихся;
- воспроизводимость результатов эксперимента (отработка количеств реагирующих веществ и условий проведения опыта);
- возникновение и развитие познавательного интереса (особенно при проблемном обучении, когда создается проблемная ситуация с использованием химического эксперимента).

Хорошо подобранный эксперимент помогает понять закономерности химических процессов, прививает навыки наблюдения и постановки эксперимента. Наблюдение – один из основных методов познания в естественных науках. В настоящее время в соответствии с программой по дисциплине «Химия» (базовый уровень) в 8 и 9 классах на изучение химии отводится 2 часа в неделю, в 10 и 11 классах – 1 час в неделю, к сожалению, это резко ограничивает возможности и желания преподавателя в привлечении эксперимента в процесс обучения. Стремясь разнообразить методы, используемые в своей деятельности, многие преподаватели вместо «живого» эксперимента используют видео-диски с записью химических опытов по конкретным темам. Однако, это не может в полной мере заменить «живой» эксперимент, так как не реализуется стремление учащихся попробовать своими руками что-то сделать, пропадает интерес к предмету и демонстрируемый на экране фильм воспринимается многими школьниками, в какой-то степени, как развлечение и возможность отдохнуть на уроке. Применение видео-дисков, на наш взгляд, целесообразно только при отсутствии возможности проведения химического эксперимента на уроках (сложность эксперимента и отсутствие химических реагентов, что чаще всего характерно для уроков по органической химии).

В настоящее время школьные химические кабинеты имеют в своем распоряжении ограниченный набор химических реактивов. Это приводит к тому, что преподаватель должен хорошо ориентироваться в наборе демонстрационных и лабораторных опытов, которые можно использовать на каждом конкретном уроке. Имея даже ограниченный набор реактивов, можно один и тот же демонстрационный опыт применить на разных уроках, но при этом необходимо правильно задать учащимся вопросы по изучаемой теме и сделать соответствующие выводы.

Демонстрационные опыты и практические работы, предусмотренные школьной программой, являются формой обучения, связанной с процессом осознания изученного материала. Целью проведения лабораторных работ является практическое освоение теоретического материала, овладение навыками экспериментальных работ, анализа полученных данных, освоение правил техники безопасности при работе с химическими веществами.

При отработке студентами цикла практических работ по курсу «Методика преподавания химии в школе» в соответствии с календарным планом

(общий объем – 32 часа) предлагается выбрать и подготовить план-конспект урока, выступить с моделированием урока по одной из следующих тем:

- основные классы неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, соли);
- окислительно-восстановительные реакции;
- признаки химических реакций;
- типы химических реакций;
- ионные реакции;
- качественные реакции;
- скорость химических реакций, химическое равновесие;
- гидролиз неорганических и органических веществ;
- работа с газами.

Эксперимент по данным темам составляет основу практических работ, отрабатываемых при изучении дисциплины «Методика преподавания химии в школе». При выполнении практических работ каждому студенту необходимо составить отчет о проделанной лабораторной работе, в котором нужно отразить следующее:

- тема лабораторной работы;
- название опыта;
- описание опыта (методика проведения эксперимента) с указанием реактивов и оборудования;
- уравнение химических реакций, признаки реакции;
- сопроводительные вопросы и предполагаемые ответы, которые помогут осуществить поставленные Вами цели и задачи данного урока;
- отметить, какой опыт предназначен для проведения его учениками и для демонстрации преподавателем перед учениками;
- техника безопасности при выполнении опыта;
- вывод из проделанного опыта.

Выбранный эксперимент необходимо подготовить так, чтобы он соответствовал своему назначению:

- если опыты носят демонстрационный характер, то необходимо выполнить их зрелищно и наглядно, чтобы было понятно, что хотели подчеркнуть данным экспериментом;
- если эксперимент — ученический, то необходимо, чтобы ученик, выполняющий опыты, полностью осознавал теоретический материал, цели и задачи, которые необходимо решить с помощью данного эксперимента. Ученик должен знать правила техники безопасности, которые необходимо соблюдать при выполнении данного эксперимента.

Преподаватель должен помочь ученику в подготовке опытов, опираясь на соответствующий теоретический материал. Эксперимент должен нести соответствующую смысловую нагрузку, которую должен комментировать ученик. Допустимо задавать вопросы классу, которые помогут выполнить поставленные цели и задачи.

Эксперимент должен сопровождаться соответствующими комментариями, а заканчиваться выводами. Выводы может сделать сам ученик, а если он

затрудняется, то преподаватель может предложить классу сделать вывод или подвести учащихся с помощью наводящих вопросов к формулировке соответствующего вывода. Только тогда проведенный эксперимент можно считать законченным.

Особую роль выполняет демонстрационный эксперимент. Данный вид эксперимента можно разделить на два вида:

- эксперимент, который могут проводить как преподаватель, так и ученики после соответствующей подготовки;
- эксперимент, который могут проводить только преподаватели, так как он сложен в исполнении и требует прочных знаний, устойчивых навыков и, может быть, труден в исполнении. Именно такой эксперимент, как правило, бывает наиболее интересным и запоминающимся для школьников.

Последний вид эксперимента, обычно, бывает наиболее наглядным и занимательным. А это является побудительным моментом, способствующим усилению интереса и мотивации в изучении химии.

Учитывая этапы урока, необходимо четко выделить время на изучение нового материала: в среднем это составляет 25 – 30 минут при общей продолжительности урока 40 – 45 минут. Приступая к изучению какого-либо материала, преподаватель должен четко представлять себе, что должны «знать-уметь» учащиеся в результате изучения данного урока. Готовясь к конкретному уроку, преподаватель должен владеть значительно большим по объему и глубине материалом по сравнению с тем, что он планирует изучать на уроке. Основная информация, которую преподаватель желает донести до учащихся, должна быть записана на доске учителем и в рабочих тетрадях учащихся. Это позволяет учащимся осуществить дополнительную мыслительную операцию, лучше понять и осмыслить изучаемый материал. На данном этапе хорошие результаты дает форма представления материала в виде таблиц с полным представлением изучаемой информации или в виде таблицы, частично оформленной и требующей дополнительной проработки на уроке или при выполнении домашнего задания. Например, информация, требуемая при изучении темы «Скорость химических реакций и факторы, влияющие на скорость» размещена в табл. 2.

Учащимся таблицу предоставьте не заполненной. Предложите заполнить ее после проведения эксперимента, указав конкретное влияние каждого фактора.

Выбирая химический эксперимент по изучаемой теме, преподаватель должен подобрать химические опыты, цели и задачи которых соответствуют целям и задачам урока, определиться с видом химического эксперимента, учитывая ранее рассмотренные критерии.

Таблица 2

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Природа реагирующих веществ	Концентрация реагирующих веществ	Температура	Давление (для газов)	Площадь соприкосновения реагирующих веществ	Присутствие катализатора
<i>Величина энергии активации и является тем фактором, посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции. Чем меньше энергия активации, тем больше скорость данной реакции.</i>	<i>Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагентов</i>	<i>При повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раз</i>	<i>Увеличение давления в системе приводит к увеличению концентрации каждого из исходных газообразных веществ во столько же раз, и следовательно, возрастанию скорости реакции</i>	<i>Чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем выше скорость химической реакции</i>	<i>Присутствие катализатора увеличивает скорость химической реакции.</i>

Таким образом, можно сформулировать общие методические указания студенту-учителю перед подготовкой и проведением эксперимента на уроке:

1. Иметь глубокие знания по изучаемой теме.
2. Знать, какие новые знания и умения учащиеся должны приобрести на данном уроке (цели и задачи урока и конкретного химического опыта).
3. Необходимо знать, какими знаниями и экспериментальными навыками владеют учащиеся, которые приобретены ими в процессе предыдущего изучения химии.
4. Продумать объяснение – комментарий и вопросы, которыми следует сопровождать опыт.
5. Продумать, какие вопросы могут возникнуть у школьников при наблюдении за экспериментом и предусмотреть варианты ответов.
6. Подвести учащихся к формулировке вывода, который можно сделать из проделанного опыта.
7. Отработать воспроизводимость и безопасность проведения эксперимента (выполнение эксперимента в различных вариантах).

8. Обратить внимание учащихся на технику безопасности при проведении опытов. Соблюдение мер по технике безопасности должно быть законом для учителя и учащихся.

9. Техника проведения эксперимента должна учитывать возможность наблюдения за признаками проводимых химических реакций со всех учебных мест.

Рассмотрим в качестве примера оформление одного из химических опытов:

Практикум по курсу «Методика преподавания химии в школе».
Кафедра общей и неорганической химии. Институт химии СГУ

Дата _____

Студент _____

Тема практического занятия	Основные классы неорганических соединений
Название опыта	Взаимодействие гидрокарбоната меди (II) с соляной кислотой
Цель опыта: ознакомление со свойствами основных солей на примере гидрокарбоната меди (малахита)	Реактивы и оборудование: Твердое вещество $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, разбавленная соляная кислота, пробирки
Методика эксперимента: В сухую пробирку поместите небольшое количество твердого вещества основной соли. Добавьте небольшими порциями разбавленной соляной кислоты.	Уравнение реакции: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl} = 2\text{CuCl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Вопрос (комментарий): Обратите внимание учащихся на окраску исходного вещества. Какие признаки реакции вы наблюдаете? Почему данная соль взаимодействует с раствором соляной кислоты?	Предполагаемый ответ: Исходная соль имеет бирюзовую окраску Растворение осадка; изменение окраски и выделение газа. Исследуемая соль образована слабой угольной кислотой, поэтому более сильные кислоты вытесняют слабые из их солей, реакция протекает до конца, так как хлорид меди (II) растворим в воде и происходит выделение газа.

<p>Какие свойства проявляет исследуемая соль при этом?</p> <p>- Можно ли заменить соляную кислоту на другую, например, на фосфорную?</p> <p>- Как известно, вещества, содержащие в своем составе гидроксогруппу, способны проявлять свойства оснований. Происходит ли это в данном случае?</p>	<p>Свойства соли, образованной угольной кислотой (реакция на карбонат-ион)</p> <p>Нельзя, так как продуктом реакции является нерастворимая в воде соль - фосфат меди. На поверхности исходного твердого вещества образуется пленка труднорастворимой соли; при этом уменьшается площадь соприкосновения реагирующих веществ и реакция практически прекращается.</p> <p>- основные соли за счет наличия в составе гидроксогрупп (ОН⁻) вступают в реакцию нейтрализации с образованием воды, значит — происходит.</p>
<p>Вывод: основные соли проявляют двойственные свойства: свойства солей и оснований.</p>	<p>Ионно-молекулярное уравнение: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{Cl}^- = 2\text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$</p> <p>Краткое ионное уравнение: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{H}^+ = 2\text{Cu}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$</p>
<p>Техника безопасности: необходимо подобрать количество исходной соли и такую концентрацию раствора соляной кислоты и ее объем, чтобы не произошел перелив реагирующих веществ через край пробирки за счет очень бурной реакции.</p>	
<p>Допуск к выполнению работы</p>	<p>Подпись преподавателя</p>
<p>Выполнено</p>	<p>Подпись преподавателя</p>

Так оформляется с помощью ПК каждый химический опыт, рекомендуемый для отработки на практическом занятии.

Первое практическое занятие начинается с проверки «домашней заготовки» по оформлению работы (эксперимента). Готовность студентов-преподавателей к дискуссии-обсуждению методических аспектов в изучении конкретной темы контролируется допуском студента к выполнению работы за подписью преподавателя. Выполнение работы также фиксируется подписью преподавателя. Следующие занятия начинаются с защиты плана-конспекта урока (моделирование урока с выполнением демонстрационного эксперимента). Затем оппоненты (студенты) проводят анализ смоделированного урока, делают замечания по содержанию представленного урока и методике его выполнения. После этого преподавателем проводится проверка «домашней заготовки» к следующей практической работе.

Практическая работа 1. Основные классы неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, соли).

Глубокое освоение данной темы является основой дальнейшего развития интереса учащихся к процессу обучения химии и приобретения устойчивых навыков и умений, развития познавательной самостоятельности.

Изучение основных классов неорганических соединений происходит на протяжении всего процесса обучения химии в школе. При изучении химии на каждом этапе необходимо четко выделить, что должны «знать и уметь» учащиеся.

Знать	Уметь
<ul style="list-style-type: none">- алгоритм составления формул оксидов, кислот, оснований и солей с использованием периодической таблицы и таблицы растворимости;- классификацию оксидов, кислот, оснований и солей по различным признакам;- простейшие способы получения оксидов, кислот, оснований и солей;- свойства оксидов (основных, амфотерных и кислотных);- свойства кислот (общие, обусловленные наличием катиона водорода в растворе);- свойства оснований (щелочей, нерастворимых и амфотерных гидроксидов);- свойства солей (средних, основных и кислотных);- условия образования основных и кислотных солей;- изменение кислотно-основных свойств оксидов, кислот и оснований в зависимости от положения элемента в периодической системе и степени окисления элемента.	<ul style="list-style-type: none">- записывать названия оксидов, кислот, оснований и солей по заданной химической формуле;- составлять химические формулы оксидов, оснований, кислот и солей по названию вещества с использованием таблицы растворимости;- оценивать по химической формуле принадлежность соединения к определенному классу;- оценивать по химической формуле основность кислот и кислотность оснований, способность к образованию основных и кислотных солей;- оценивать изменение кислотно-основных свойств оксидов, оснований и кислот в зависимости от положения элемента в периодической системе (по периоду и группам);- записывать уравнения реакций, характеризующих свойства оксидов, оснований, кислот и солей и способы их получения;- записывать уравнения реакций, характеризующих взаимосвязь между различными классами неорганических соединений.

Для постановки эксперимента, сопровождающего изучение данной темы, предлагается отработать следующие химические опыты:

Получение и свойства оксидов

1.1. Налейте в материальную склянку небольшое количество воды, добавьте 1-2 капли индикатора лакмуса фиолетового и внесите в нее в ложке для сжигания горящую серу или красный фосфор. Закройте склянку покровным стеклом и после прекращения горения содержимое склянки перемешайте.

1.2. Поместите в сухую пробирку небольшое количество малахита - гидроксокарбоната меди (II) и нагрейте до изменения окраски вещества.

1.3. Поместите в пробирку с газоотводной трубкой небольшое количество мрамора и прилейте разбавленной соляной кислоты. Выделяющийся газ пропустите через раствор известковой воды.

1.4. Налейте в материальную склянку небольшое количество воды, добавьте 1-2 капли индикатора фенолфталеина и внесите в нее с помощью пинцета горящий магний. Закройте склянку покровным стеклом и после прекращения горения содержимое склянки перемешайте.

1.5. Полученный заранее гидроксид меди (II) поместите в пробирку и закрепите в пробиркодержателе и нагрейте. Полученное вещество остудите и растворите в разбавленной соляной или серной кислоте.

Получение и свойства оснований

1.6. Покажите учащимся растворы индикаторов и обратите внимание на их окраску. Налейте в три пробирки раствор гидроксида натрия (щелочи). В первую пробирку добавьте индикатор лакмус фиолетовый, во вторую – фенолфталеин, в третью – метилоранж. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

1.7. В химический стакан емкостью 50 мл налейте 10-15 мл раствора щелочи и добавьте индикатор - фенолфталеин. Затем небольшими порциями прилейте раствор соляной кислоты до обесцвечивания раствора.

1.8. В пробирку (стакан) налейте небольшое количество раствора сульфата меди (II) и прилейте раствор гидроксида натрия до образования осадка, разделите его на две части.

1.9. Полученный в предыдущем опыте гидроксид меди (II) растворите в соляной кислоте.

1.10. Полученный в предыдущем опыте гидроксид меди (II) поместите в пробирку, закрепите в пробиркодержателе и нагрейте до изменения окраски.

1.11. В химический стакан емкостью 50 мл налейте 10-15 мл раствора хлорида хрома (III) и прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Полученный осадок разделите на две части. К первой добавьте избыток раствора гидроксида натрия, ко второй – раствор соляной кислоты.

Получение и свойства кислот

1.12. Покажите учащимся растворы индикаторов и обратите внимание на их окраску. Налейте в три пробирки раствор кислоты (соляной или

серной). В первую пробирку добавьте индикатор лакмус фиолетовый, во вторую – фенолфталеин, в третью – метилоранж. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

1.13. Налейте в химический стакан или пробирку раствор соляной кислоты, добавьте 2-3 капли индикатора лакмуса фиолетового и прилейте небольшими порциями раствор гидроксида натрия до приобретения раствором фиолетового цвета.

1.14. Предварительно полученный гидроксид меди (II) поместите в пробирку и прилейте раствор кислоты (соляной или серной).

1.15. В пробирку поместите небольшое количество оксида меди (II) и прилейте раствор кислоты.

1.16. В пробирку поместите несколько гранул цинка и прилейте разбавленной соляной или серной кислоты.

1.17. В две пробирки налейте небольшое количество раствора соляной и серной кислот. В первую пробирку добавьте раствор нитрата серебра, во вторую – хлорида бария.

Получение и свойства солей

1.18. В две пробирки налейте небольшое количество раствора соляной и серной кислот. В первую пробирку добавьте раствор нитрата серебра, во вторую – хлорида бария.

1.19. В пробирку (стакан) налейте небольшое количество раствора сульфата меди (II) и прилейте раствор гидроксида натрия до образования осадка.

1.20. Налейте в стакан (пробирку) раствор сульфата меди (II) и поместите в него металлический гвоздик (скрепку).

1.21. В три пробирки налейте 10% раствор гидросульфата натрия. В первую пробирку добавьте стружку или порошок магния, во вторую – оксид меди(II), в третью – предварительно полученный гидроксид меди (II).

1.22. В две пробирки налейте небольшое количество раствора сульфата меди (II). Затем в первую пробирку добавьте по каплям (3-4) недостаток раствора гидроксида натрия, во вторую – избыток раствора гидроксида натрия.

1.24. К веществу, полученному в первой пробирке предыдущего опыта добавьте раствор кислоты.

1.25. Налейте в две пробирки раствор гексацианоферрата (III) калия, в первую добавьте раствор нитрата серебра, во вторую – сульфат меди (II).

При оформлении практической работы придерживайтесь требований, изложенных на стр. 10 и используйте образец оформления эксперимента, подготовленного для моделирования фрагмента урока по химии.

При отработке рекомендованного химического эксперимента по изучаемой теме можно отметить, что многие опыты можно использовать как на конкретном уроке, так и на уроках по другим темам. Необходимо при этом

лишь выбрать вопросы (комментарий), соответствующие целям и задачам урока.

Для отработки умений и навыков по изучаемой теме интересными являются задания ГИА:

1) В автоклаве в присутствии губчатого железа нагрели до 500°C ($p = 100 \text{ МПа}$) два газообразных вещества, оба они без запаха. Образовавшееся в результате реакции вещество X растворили в воде. При добавлении фенолфталеина к водному раствору этого вещества меняется окраска. Если смешать вещество X и хлороводород, образуется туман белого цвета. Продукт этой реакции взаимодействует с гидроксидом калия с образованием вещества X.

Установите состав вещества X. Составьте уравнения трех реакций, о которых идет речь.

2) Некоторое вещество представляет собой жидкость при обычных условиях. Если в пробу этой жидкости поместить кусочек меди, то металл полностью растворяется, раствор приобретает сначала зеленый, а при разбавлении - голубой цвет. При растворении меди происходит бурное выделение газа бурого цвета. Если к раствору голубого цвета добавить несколько капель раствора гидроксида натрия, то выпадает студенистый синий осадок. При добавлении к этому осадку исходной жидкости осадок растворяется.

Задания такого типа основаны на знании в первую очередь признаков протекания химических реакций и свойств химических веществ; могут быть использованы при изучении соответствующих тем.

Для закрепления полученных знаний учащимся можно предложить задания в тестовой форме, аналогичной заданиям ЕГЭ. Форма подачи материала по данной теме в заданиях ЕГЭ разнообразна. Например:

- вещество, которое может реагировать с водородом, серной кислотой и алюминием, имеет формулу:

- 1) P_2O_5 2) CuO 3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 4) K_2O

- разбавленная серная кислота может реагировать с каждым из двух веществ:

- 1) серой и магнием
2) оксидом железа (II) и оксидом кремния (IV)
3) гидроксидом калия и хлоридом калия
4) нитратом бария и гидроксидом меди (II)

- раствор сульфата меди (II) реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) HCl и H_2SiO_3 2) O_2 и HNO_3 3) H_2O и $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 4) NaOH и BaCl_2

- в схеме превращений $\text{ZnO} - \text{X}_1 - \text{X}_2 - \text{Zn}(\text{OH})_2$ веществами X_1 и X_2

соответственно являются:

- 1) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и ZnCl_2 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и ZnSO_4
3) ZnCl_2 и $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 4) ZnCl_2 и ZnO

Во избежание момента «угадывания» рекомендуем написание уравнений реакций для подтверждения выбранного ответа.

Дидактический материал, необходимый для контроля освоения изученной темы, можно составить, используя различные пособия и материалы типовых заданий ЕГЭ.

Предлагаемые задания должны предусматривать проверку знаний и умений учащихся на разных уровнях: воспроизведение знаний, применение знаний и умений в знакомой, измененной и новой ситуациях, а также контролирование овладения интеллектуальными умениями: логически мыслить, анализировать, сравнивать, делать выводы и обобщения.

Практическая работа 2. Признаки химических реакций. Типы химических реакций. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Знать	Уметь
<ul style="list-style-type: none">- основные признаки химических реакций (растворение или образование осадка, выделение или поглощение газа, изменение окраски, выделение или поглощение теплоты);- различные типы химических реакций (экзо- и эндотермические , обмена, разложения, соединения, замещения, гомогенные, гетерогенные, обратимые и необратимые, каталитические, с изменением и без изменения степени окисления);- понятие о скорости химической реакции;- понятие катализатора, сущность действия катализатора на скорость реакции;- зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (давления для газообразных веществ), температуры, катализатора, поверхности соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций);- понятие о химическом равновесии;- факторы, влияющие на смещение химического равновесия, принцип Ле Шателье.	<ul style="list-style-type: none">- указывать признаки химической реакции по приведенному уравнению химической реакции;- указывать признаки химической реакции по результатам наблюдения за выполнением химического опыта;- определять тип реакции по химическому уравнению;- записывать кинетическое уравнение по закону действующих масс;- рассчитывать изменение скорости реакции по изменению концентрации реагирующих веществ, общего давления системы, температуры при заданном температурном коэффициенте;- оценивать смещение равновесия в системе при изменении концентрации реагирующих веществ (давления для реакций, с участием газообразных веществ), температуры.

В соответствии с календарным планом практических работ по изучаемой дисциплине отработанный химический эксперимент по теме «Основные классы неорганических соединений» можно использовать при

выполнении практической работы 2 по теме «Признаки химических реакций. Типы химических реакций».

Для отработки знаний по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие» можно использовать следующий химический эксперимент:

2.1. За изменением скорости химической реакции можно наблюдать по появлению коллоидной серы (помутнение раствора) в результате взаимодействия раствора тиосульфата натрия и разбавленной серной кислотой. В три стакана емкостью 100 мл налейте раствор тиосульфата натрия: в первый – 50, во второй – 25, в третий – 12,5 мл. Во второй и третий стаканы добавьте воды, чтобы общий объем содержимого составлял 50 мл. Предварительно подготовьте три пробирки с одинаковым объемом (10 мл) разбавленного раствора серной кислоты одинаковой концентрации. Вылейте последовательно кислоту в стаканы, начиная с самого разбавленного раствора. Полученные результаты оформите в табличной форме.

2.2. Налейте в две пробирки одинаковый объем разбавленной соляной кислоты. Одновременно внесите кусочек мрамора в одну пробирку, а порошок в другую, приблизительно одинаковой массы.

2.3. В две пробирки налейте 1-2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте небольшое количество серной кислоты для создания среды, а в другую – такое же количество уксусной кислоты. Затем в обе пробирки одновременно прилейте равные объемы раствора бромида калия, предварительно налив одинаковый объем его в две другие пробирки.

2.4. В два стаканчика емкостью 50 мл налейте небольшое количество раствора пероксида водорода (3-9%). Запишите свои наблюдения. Затем в один добавьте немного порошка оксида марганца (+4), а другой поместите несколько кусочков очищенного картофеля.

2.5. Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия можно рассмотреть на реакции взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия или аммония. Для этого в две пробирки налейте одинаковые объемы растворов реагирующих веществ, перемешайте путем переливания их из одной пробирки в другую. Содержимое разделите на 4 пробирки. В первую пробирку добавьте 1-2 мл концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – концентрированного раствора (или кристаллического) хлорида калия. Четвертую пробирку оставьте для сравнения. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

2.6. В растворах хромовых кислот имеет место равновесие между хромат- и дихромат-ионами, которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода. Налейте в две пробирки хромата и дихромата калия, в первую пробирку добавьте кислоты, а во вторую — щелочи.

2.7. Налейте в пробирку 3-5 мл раствора крахмала и добавьте 2 капли раствора йода. Образование синей окраски раствора обусловлено образованием комплекса сложного состава «крахмал-йод». Содержимое

пробирки разделите на две части. Одну часть оставьте для сравнения. А другую нагрейте, не доводя до кипения, раствор обесцвечивается. Затем охладите и вновь наблюдайте появление синей окраски.

2.8. В пробирку налейте 2-3 мл водного раствора ацетата натрия и добавьте 1-2 капли индикатора фенолфталеин. Нагрейте полученный раствор почти до кипения. Появляется розовая окраска раствора, которая исчезает при охлаждении раствора. Цикл нагревание – охлаждение можно повторить несколько раз, чтобы доказать обратимость данной реакции.

Практическая работа 3. Окислительно-восстановительные реакции.

Изучение окислительно - восстановительных процессов происходит на всем протяжении изучения химии в школе.

Приведенный перечень «знаний-умений» относится ко всему материалу по изучаемой теме.

Знать	Уметь
<ul style="list-style-type: none"> - понятия степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление, уравнения электронного баланса; - алгоритм определения степени окисления элементов в молекулах и ионах; - изменение степени окисления элемента в процессе восстановления или окисления; - правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций; - типы окислительно-восстановительных реакций; - типичные окислители и восстановители; - понятие стандартных окислительно-восстановительных потенциалов; - понятие ЭДС реакции; - основные закономерности процессов электролиза в расплаве и растворе; - возможность использования ряда напряжений металлов для установления взаимодействия металлов с водой; 	<ul style="list-style-type: none"> - рассчитывать степени окисления элементов в молекуле и ионе; - записывать формулы различных бинарных соединений на основе знания степени окисления элементов; - предсказывать минимальную и максимальную степень окисления элемента по положению его в периодической системе химических элементов; - составлять простейшие уравнения окислительно-восстановительных реакций; - указывать какое вещество выполняет функцию восстановителя, а какое – окислителя; - определять тип окислительно-восстановительных реакций; - предсказывать по степени окисления атома элемента окислительно-восстановительные свойства вещества; - предсказывать возможные продукты реакции по изменению степени окисления элементов; - использовать величины стандартных окислительно-восстановительных

<p>- возможность использования ряда напряжений металлов для установления взаимодействия металлов с разбавленной соляной и серной кислотами с выделением водорода;</p>	<p>потенциалов для оценки окислительных или восстановительных свойств веществ;</p> <ul style="list-style-type: none"> - рассчитывать по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов ЭДС реакции; - по значению ЭДС реакции определять направление протекания реакции; - записывать процессы, происходящие на катоде и аноде (инертные) при электролизе веществ в расплаве и растворе; - по химической формуле вещества предсказывать продукты электролиза; - по химической формуле вещества предсказывать способ получения металла - применять ряд напряжений металлов для предсказания восстановительных свойств металлов
---	---

3.1. Поместите в сухую пробирку небольшое количество кристаллического перманганата калия. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте до появления характерного потрескивания. Поднесите тлеющую лучину к отверстию пробирки.

3.2. На керамическую плитку горкой насыпьте кристаллический дихромат аммония. Подожгите с помощью спички.

3.3. В три пробирки налейте разбавленный раствор перманганата калия (1-2 мл). В первую пробирку добавьте разбавленной серной кислоты, во вторую – воды, в третью – раствор гидроксида натрия. Затем в каждую пробирку налейте раствор сульфита натрия.

3.4. В одну пробирку налейте раствор йодида калия, в другую – перманганата калия, в каждую добавьте серную кислоту для создания среды и затем добавьте в каждую пероксид водорода.

3.5. В пробирку налейте разбавленный раствор пероксида водорода и добавьте немного порошка оксида марганца (+4). Поднесите тлеющую лучину к отверстию пробирки.

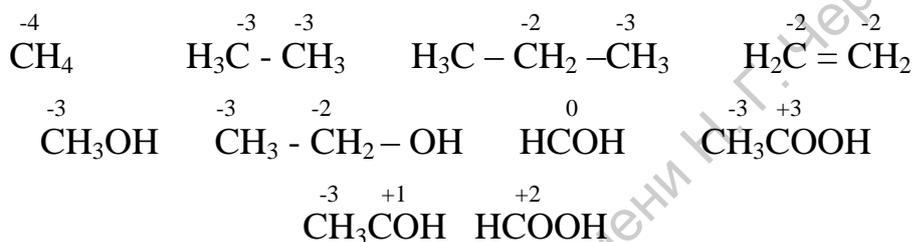
При отработке эксперимента по изучаемой теме можно в качестве примеров окислительно-восстановительных реакций использовать ранее изученные реакции:

- взаимодействие металлов с растворами кислот (разбавленными и концентрированными);
- взаимодействие более активных металлов с растворами солей, образованных менее активными металлами;

- разложение нитратов при нагревании;
- горение металлов и неметаллов с образованием оксидов;
- горение сложных веществ;

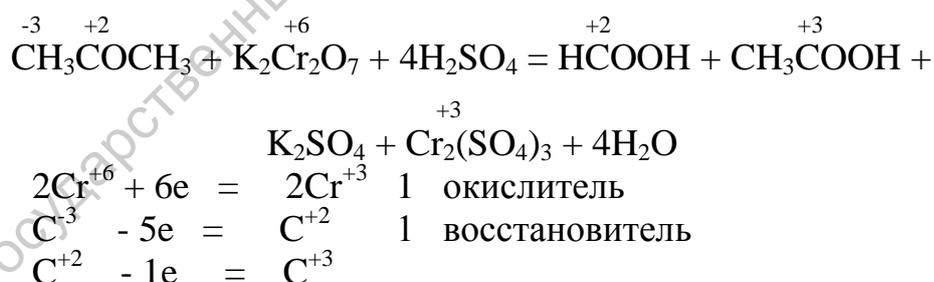
При проведении уроков по обобщению и систематизации знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции» необходимо использовать различные задания с различной формой подачи задаваемых вопросов, чтобы учащиеся свободно ориентировались в изучаемом материале, а ранее усвоенные логические приемы использовали для нахождения пути решения поставленных задач.

Имеются особенности в определении степени окисления атомов углерода в органических соединениях: степень окисления атома углерода определяется без учета степени окисления соседнего атома углерода.



Подход к составлению окислительно-восстановительных реакций остается таким же, как в неорганической химии: в результате окислительно-восстановительной реакции образуются такие продукты, которые соответствуют свойствам органических веществ, содержащих атом углерода в определенной степени окисления и среде раствора (кислой, щелочной или нейтральной), в которой протекает изучаемая реакция.

Приведем примеры некоторых окислительно-восстановительных реакций с участием органических соединений:



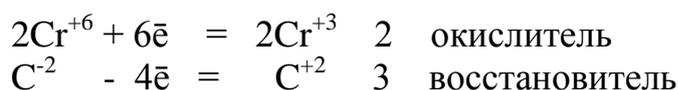
Признаком данной химической реакции является изменение оранжевой окраски дихромата калия на зеленую в результате образования в растворе ионов хрома (III).



Метановая кислота, в отличие от других карбоновых кислот, окисляется до углекислого газа и воды (угольной кислоты).

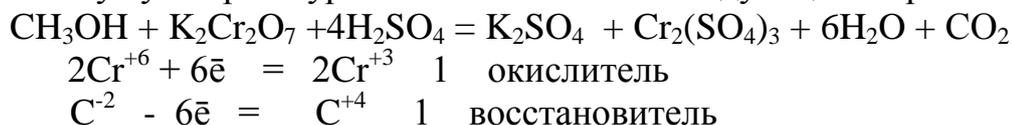
В кислой среде кетоны окисляются с разрывом углеродного скелета с образованием двух карбоновых кислот; дихромат калия в кислой среде восстанавливается до хрома (+3) с образованием соли той кислоты, которая создает среду.



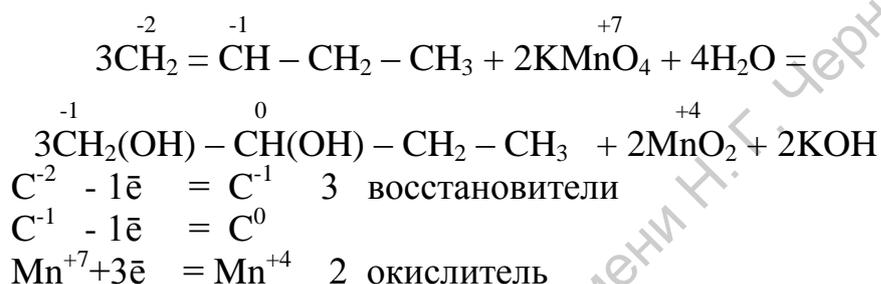


В кислой среде метанол окисляется до метановой (муравьиной) кислоты, в нейтральной среде до метанала. Кислая среда это более жесткие условия химической реакции.

Поэтому суммарное уравнение запишется следующим образом:

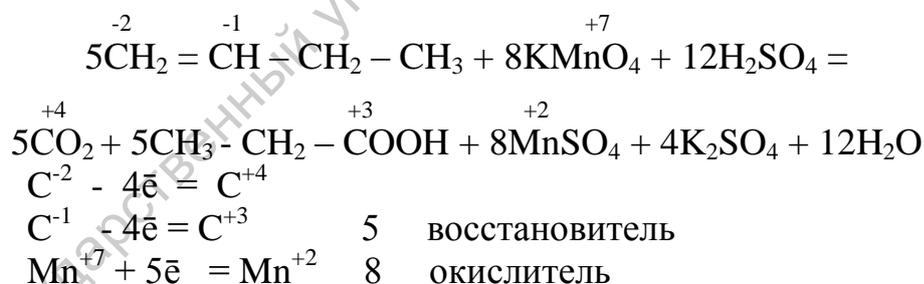


В нейтральной среде алкены окисляются раствором перманганата калия до двухатомных спиртов:



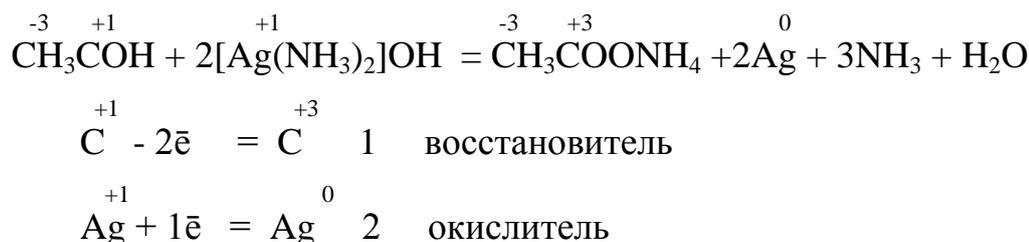
Признаком химической реакции является изменение фиолетово-малиновой окраски перманганата калия на бурую за счет образования диоксида марганца.

В кислой среде алкены окисляются до карбоновых кислот с разрывом углеродной цепи:



Признаком данной химической реакции является изменение фиолетово-малиновой окраски раствора перманганата калия на бесцветную за счет образования ионов марганца (II).

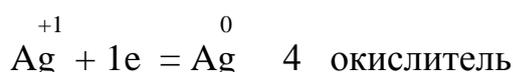
Широко известную реакцию «серебряного зеркала» можно записать следующим образом:



Как известно, альдегиды окисляются до карбоновых кислот, и многие учащиеся как и в схеме реакции, записывают продуктом реакции карбоновую кислоту, не учитывая, что среда реакции основная за счет аммиака ($\text{Ag}_2\text{O} +$

NH₃) и образовавшаяся карбоновая кислота нейтрализуется аммиаком с образованием аммонийной соли карбоновой кислоты.

Метановый альдегид (формальдегид) в реакции «серебряного зеркала» окисляется до углекислого газа, так как метановая кислота содержит альдегидную группу и мгновенно окисляется до углекислого газа, который взаимодействует с водным раствором аммиака с образованием карбоната аммония:



В тестах ЕГЭ часто встречается вопрос о получении алканов электролизом солей карбоновых кислот.

Электролизу подвергаются растворимые соли карбоновых кислот, при этом имеются свои особенности составления уравнений реакций:



Электролиз неорганических веществ происходит согласно таблицам 3 и 4.

Таблица 3

Процессы, протекающие на катоде при электролизе водных растворов электролитов

Катионы металлов средней активности	Катионы активных металлов
<p>Восстанавливаются совместно с молекулами воды</p> $\text{Me}^{+n} + \text{ne} = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{\text{e}} = 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$	<p>Не восстанавливаются. Идет восстановление молекул воды</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{\text{e}} = 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$
<p>Катионы водорода H⁺</p> <p>Восстанавливаются только при электролизе растворов кислот</p> $2\text{H}^{+1} + 2\text{e} = \text{H}_2$	<p>Катионы малоактивных металлов</p> <p>Восстанавливаются только катионы металлов</p> $\text{Me}^{+n} + \text{ne} = \text{Me}^0$

Процессы, протекающие на аноде при электролизе водных растворов электролитов

Анод нерастворимый (инертный)	
Анионы бескислородных кислот (I, Br ⁻ , S ⁻² , Cl ⁻) Окисляются $2Cl^- - 2e = Cl_2 \uparrow$	Анионы кислородных кислот (оксокислот) Окисляются молекулы воды $2H_2O - 4e = 4H^+ + O_2 \uparrow$
Анионы OH ⁻ Окисляются только при электролизе растворов щелочей $4OH^- - 4e = O_2 + 2H_2O$	Анионы F ⁻ Окисляются только молекулы воды $2H_2O - 4e = 4H^+ + O_2 \uparrow$
Анод растворимый (активный)	
Анионы не окисляются. Идет окисление атомов металла. Катионы металла переходят в раствор, масса анода уменьшается. $Me^0 - ne = Me^{+n}$	

Практическая работа 4. Ионные реакции. Качественные реакции

Знать	Уметь
<ul style="list-style-type: none"> - понятия сильных и слабых электролитов; - диссоциацию сильных и слабых электролитов; - диссоциацию многоосновных кислот и многокислотных оснований; - диссоциацию солей: основных, средних, кислых, двойных и комплексных; - влияние одноименных ионов на диссоциацию слабых электролитов; - правила составления ионно-молекулярных уравнений; - условия необратимого протекания реакций ионного обмена; - основные качественные реакции на катионы и анионы; - основные качественные реакции на органические вещества (функциональные группы). 	<ul style="list-style-type: none"> - составлять уравнения диссоциации одно- и многоосновных (многокислотных) кислот и оснований; - составлять уравнения диссоциации солей: основных, средних, кислых, двойных, комплексных; - составлять уравнения диссоциации сильных и слабых электролитов; - записывать ионно-молекулярные уравнения реакций обмена; - по краткому ионному уравнению предсказывать, какие вещества вступили в реакцию; - по краткому ионному уравнению составлять молекулярные уравнения реакций.

Знание признаков протекания химических реакций необходимо для полного понимания процессов протекания химических реакций. Очень важно, что признаки химических реакций, такие как изменение цвета, выпадение осадка, выделение газа, лежат в основе всех качественных реакций по неорганической и органической химии.

В практической деятельности часто возникает необходимость идентификации (обнаружения) того или иного вещества. Химическая идентификация – это установление вида и состояния фаз, молекул, атомов, ионов и других составных частей вещества на основе сопоставления экспериментальных и соответствующих справочных данных для известных веществ. Идентификацию веществ в неорганической и органической химии проводят с помощью качественных реакций. Пользуясь приложениями 1 и 2, подготовьте и проведите эксперимент.

При выполнении данной практической работы предлагается использовать химические опыты, ранее проработанные на предыдущих занятиях, а также предложить другие реакции, используя таблицы качественных реакций (Приложения 1,2) для неорганических и органических веществ и подготовить соответствующий эксперимент.

Применение качественных реакций для идентификации веществ предлагается рассмотреть на примерах, описанных ниже.

4.1. В пяти пробирках без этикеток находятся растворы следующих веществ:

хлорид алюминия, карбонат натрия, нитрат свинца, иодид калия, соляная кислота.

Не используя другие соединения, проведите идентификацию предложенных веществ.

4.2. В пробирках без этикеток находятся растворы следующих органических веществ: муравьиная (метановая) кислота, глюкоза и уксусная кислота. Используя только один реагент распознайте в какой пробирке находится каждое вещество.

4.3 В три пробирки налейте растворы солей меди (II), железа (III) и железа (II), добавьте в них раствор гидроксида натрия, отметьте цвет образовавшихся осадков и изменение цвета последнего осадка во времени.

4.4 В три пробирки налейте растворы солей серной, соляной и ортофосфорной кислот, добавьте в первую - раствор хлорида или нитрата бария, а в две другие - раствор нитрата серебра, отметьте признаки прошедших реакций.

Практическая работа 5. Гидролиз солей

Знать	Уметь
- понятие реакции гидролиза - различные типы гидролиза - условия, необходимые для протекания гидролиза	- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза - по формуле вещества определять способность вещества к гидролизу,

- факторы, влияющие на гидролиз - условия усиления или ослабления гидролиза - влияние силы кислоты (основания) на гидролиз	число стадий гидролиза, среду раствора солей; тип реакции гидролиза - предсказывать вещества, которые образуются при гидролизе
--	---

При выполнении практической работы рекомендуется отработать следующие доступные химические опыты:

5.1. Для определения pH растворов на листе белой бумаги напишите формулы исследуемых солей и разложите необходимое количество полосок универсальной индикаторной бумаги. На каждую полоску нанесите с помощью капельницы по одной капле исследуемого раствора. Сравните окраску влажного пятна, полученного на индикаторной бумаге со стандартной шкалой универсального индикатора, на которой указано значение pH соответствующее тому или иному цвету полоски.

Используя индикаторную бумагу, определите pH растворов: ацетата, карбоната и гидрокарбоната натрия; хлоридов аммония и алюминия; ацетата аммония; фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата натрия. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде.

5.2. Определите pH растворов солей сульфатов железа (II) и железа (III). Напишите уравнения гидролиза каждой соли по первой ступени в молекулярной и ионной форме. Оцените влияние на гидролиз соли силы основания, образующего соль.

5.3. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH растворов солей сульфита натрия и карбоната натрия. Оцените влияние на гидролиз соли силы кислоты, образующей соль.

5.4. В две пробирки налейте растворы хлоридов меди и алюминия, затем добавьте раствор карбоната натрия до образования осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

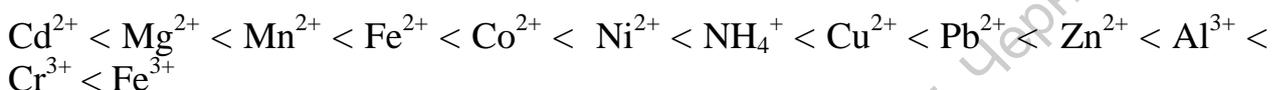
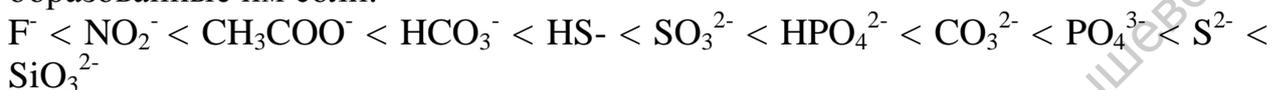
5.5. Налейте в пробирку раствор ацетата натрия и добавьте несколько капель фенолфталеина. Обратите внимание на окраску раствора. Затем нагрейте пробирку до кипения и запишите ваши наблюдения. Охладите раствор под струей холодной воды. Как меняется окраска раствора? Повторите цикл «нагревание-охлаждение» несколько раз, чтобы убедиться в обратимости реакции гидролиза. Запишите уравнение реакции гидролиза ацетата натрия в молекулярном и ионном виде.

5.6. В пробирку поместите 2 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) и добавьте 2 мл раствора ацетата натрия. Полученный раствор нагрейте до кипения. Обратите внимание на образование осадка. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

5.7. Налейте в пробирку 1-2 капли раствора хлорида сурьмы. Разбавьте водой. Обратите внимание на образование осадка. Добавьте к полученному осадку несколько капель концентрированной соляной кислоты. Обратите внимание на полное растворение осадка. Напишите уравнение реакции.

5.8. Поместите в три пробирки предварительно полученный амфотерный гидроксид (цинка, магния, алюминия) и исследуйте его растворимость в растворах солей хлорида алюминия, карбоната натрия, сульфата цинка. Составьте уравнения происходящих реакций.

Для оценки степени гидролиза с учетом силы кислоты (основания), образующих однокатионные соли, используйте ряды анионов и катионов, соответствующие уменьшению силы кислот и оснований их образовавших. Чем правее расположен ион, тем в большей степени гидролизуются образованные им соли.



Гидролиз происходит при выполнении двух условий:

- соль должна быть образована слабой кислотой и/ или слабым основанием;
- соль должна быть растворимой.

Условия усиления или ослабления гидролиза определяются принципом Ле Шателье.

Практическая работа 6. Методы получения и собирания газов

Многие химические вещества в обычных условиях находятся в газообразном состоянии. Получение этих веществ в лаборатории и изучение их физических и химических свойств требует от студента-преподавателя знаний особенностей физических и химических свойств этих веществ. В основе получения газов лежат различные химические реакции, но по условиям их проведения и аппаратурному оснащению можно выделить несколько типичных случаев. Одним из них является реакция взаимодействия твердого вещества с раствором другого вещества. При этом протекают реакции различного типа: окислительно-восстановительные или обмена. Универсальным является прибор для получения газов, состоящий из колбы Вюрца и капельной воронки с краном. Твердое вещество помещают в колбу, раствор – в капельную воронку. С помощью крана дозируют подачу раствора из капельной воронки, то есть регулируют скорость выделения газа. При этом необходимо соблюдать следующие правила:

- прибор закрепить в лапке штатива;
- твердое вещество должно занимать не более 1/4 объема колбы;
- раствор добавляют в реакционную колбу по каплям;
- при необходимости реакционную колбу осторожно нагревают с помощью газовой горелки, защитив дно колбы асбестовой сеткой.

Для многократного получения газов часто используют аппарат Киппа. Однако в последнее время в школах отсутствуют такие приборы.

Второй лабораторный способ получения газов основан на реакции термического разложения вещества. Твердое вещество помещают в колбу Вюрца (или пробирку), плотно закрывают пробкой с газоотводной трубкой, крепят в лапке штатива и осторожно нагревают с помощью газовой горелки. Скорость выделения газа регулируют, меняя температуру нагрева реакционного сосуда.

6.1. Получите, соберите, распознайте водород и проделайте опыты, характеризующие его свойства. Следует помнить, что смесь водорода с воздухом и кислородом взрывоопасна! Чтобы убедиться в отсутствии примесей воздуха и кислорода, необходимо проверить водород на чистоту. Для этого маленькую пробирку переверните вверх дном и заполните водородом из газоотводной трубки. Затем, не переворачивая пробирку, поднесите ее к пламени горелки, стоящей вдали от прибора. Если при этом слышен характерный «лающий» звук, в пробирке присутствует примесь кислорода. Если слышен легкий хлопок, можно считать, что водород не содержит примесей кислорода и воздуха. Проведите опыты, характеризующие физические и химические свойства водорода:

- переливание водорода. Перевернутую вверх дном пробирку наполните водородом. Затем медленно перелейте водород в другую пробирку, для этого пробирку с водородом поместите над пустой пробиркой и переверните ее вверх, чтобы водород перешел в верхнюю пробирку за счет малой молярной массы. Затем поднесите к пламени горелки поочередно обе пробирки и убедитесь, что водород переливается снизу вверх;

- взрыв гремучей смеси в жестяной банке. В дне консервной банки сделайте отверстие диаметром приблизительно 5 мм. Поставьте банку вверх дном на стол (подальше от аппарата Киппа и источника огня) и подведите под банку газоотводную трубку от аппарата получения водорода. Отверстие банки прикройте фильтровальной бумаги, смоченной водой. Пропустите сильный ток водорода. Через 2-3 мин уберите газоотводную трубку. Подождите водород с помощью длинной зажженной лучинки. По мере сгорания водорода снизу в банку поступает воздух, и водород горит со своеобразным «гудением». Когда в банке достигается необходимое соотношение между водородом и воздухом, происходит взрыв и банка подбрасывается вверх;

- восстановительные свойства молекулярного и атомарного водорода. В две пробирки налейте разбавленные растворы серной кислоты и перманганата калия. В одну пробирку поместите 2-3 гранулы цинка, а в другую пропустите водород из прибора для получения газа.

6.2. Получите, соберите, распознайте кислород и проделайте опыты, характеризующие его физические и химические свойства. Для получения кислорода удобно использовать реакцию разложения пероксида водорода (H_2O_2) в присутствии катализатора диоксида марганца (MnO_2). Для получения кислорода в малых количествах можно использовать реакции термического разложения перманганата калия, хлората калия, нитрата калия. Учитывая незначительную растворимость кислорода в воде, соберите

кислород в несколько материальных склянок методом вытеснения воды и проведите опыты:

- горение углерода в кислороде;
- горение серы в кислороде;
- горение фосфора в кислороде;
- горение магния в кислороде;
- горение железа в кислороде.

6.3. Получите, соберите, распознайте углекислый газ и проделайте опыты, характеризующие его физические и химические свойства. Для получения углекислого газа удобно использовать реакцию взаимодействия мрамора с разбавленной соляной кислотой:



или реакцию термического разложения гидрокарбоната натрия:



- В пробирку с дистиллированной водой налейте несколько капель индикатора - лакмуса фиолетового и пропустите ток углекислого газа. Обратите внимание на изменение окраски раствора.

- Налейте в пробирку раствор гидроксида калия (известковая вода) и пропустите углекислый газ до образования осадка.. В пробирку с осадком продолжайте пропускать углекислый газ до растворения осадка и образования кислой соли. Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну из них нагрейте, к другой прилейте раствор гидроксида кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

- Получите раствор комплексной соли тетрагидроксохромата (III) калия и пропустите ток углекислого газа до образования осадка серо-зеленого цвета.

- В батарейный стакан поместите металлическую пластинку, согнутую в виде ступенек и на каждой ступеньке поставьте маленькие свечи. Подождите их с помощью длинной лучинки, прикройте стакан сверху покровным стеклом и введите в стакан газоотводную трубку от аппарата Киппа для получения углекислого газа. Наблюдайте затухание свечей по мере заполнения стакана углекислым газом.

6.4. Получите, соберите, распознайте аммиак и проделайте опыты, характеризующие его физические и химические свойства.

В фарфоровой ступке перемешайте и разотрите равные количества твердых хлорида аммония и гидроксида кальция. Полученную смесь поместите в сухую пробирку, закройте пробкой с газоотводной трубкой и закрепите в пробиркодержателе (или в лапке штатива). Смесь осторожно нагрейте с помощью газовой горелки. Соберите выделяющийся газ в сухую пробирку, перевернутую вверх дном. При появлении запаха аммиака поднесите к отверстию пробирки стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Наполните две пробирки аммиаком. В одну внесите горящую лучинку и проверьте, поддерживает ли аммиак горение. Вторую пробирку с аммиаком погрузите отверстием вниз в кристаллизатор с водой, слегка покачивая пробирку. Заполненную раствором

пробирку закройте пальцем и переверните. Исследуйте характер среды полученного раствора с помощью индикатора фенолфталеина.

- В пробирку с небольшим количеством твердого безводного сульфата меди (II) пропустите газообразный аммиак. Обратите внимание на изменение окраски.

- В пробирку с предварительно полученным гидроксидом меди прилейте водный раствор аммиака. Обратите внимание на растворение осадка. Охарактеризуйте свойства аммиака на основе Ваших наблюдений.

Практическая работа 7. Разбор алгоритма решения задач частей В и С в тестах ЕГЭ

Система проведения Единого Государственного Экзамена действует на всей территории Российской Федерации. Тесты ЕГЭ состоят из трех частей: часть А — обязательная для всех школьников, сдающих ЕГЭ по химии; часть В — обязательная для всех школьников, сдающих ЕГЭ по химии; часть С — обязательная для школьников, сдающих ЕГЭ по химии для предъявления в Вузы, где химия является профильным предметом. Части В и С содержат задачи, предполагающие твердое усвоение материала по определенным темам. Наиболее часто встречающиеся задачи в части В — задачи на «растворы», на расчеты по уравнениям реакций, на «выход продукта», на «смеси». В части С используются комбинированные задачи, в которых требуется знание сразу нескольких тем и умение связать их между собой, производя последовательные расчеты.

Для того, чтобы ученик мог быстро и безошибочно решить задачу, учителю необходимо построить алгоритмы решения типовых задач по предложенным темам.

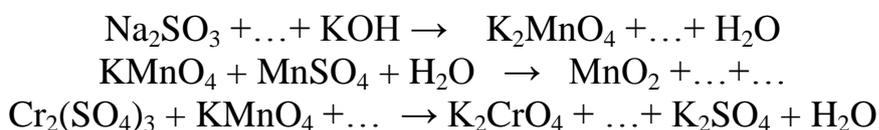
При решении задач учитель должен знать, что условие задачи дается полностью для записи под диктовку или с какого-либо носителя. Затем условие задачи необходимо записать в левой части тетради кратко, переведя все размерности, используемых величин в одну систему измерения. Условия отделяются вертикальной чертой. В правой части тетради записывается решение задачи, которое начинается с записи уравнения реакции или основной расчетной формулы. Каждый пункт решения задачи обозначается цифрой, на начальных этапах, словами записываются выполняемые действия, а затем производится расчет. Заканчивается оформление задачи ответом, который записывается кратко.

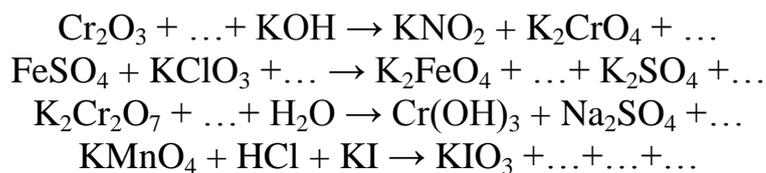
Примеры решения задач.

1. Решение задач на процессы «окисление - восстановление»

Для подготовки к ЕГЭ необходимо освоить решение задач типа:

«Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции и укажите окислитель и восстановитель»:

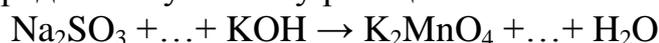




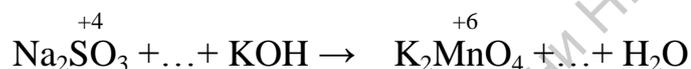
Именно при решении задач такого типа проявляется способность учащихся использовать ранее изученные знания по всей теме «Окислительно-восстановительные процессы». Здесь необходимо помнить, что хроматы (K_2CrO_4), манганаты (K_2MnO_4) и ферраты (K_2FeO_4) образуются в щелочной среде под воздействием сильных окислителей на соединения переходных металлов в более низкой степени окисления.

Рассмотрим методический подход к решению таких задач:

- запишем предлагаемую схему реакции

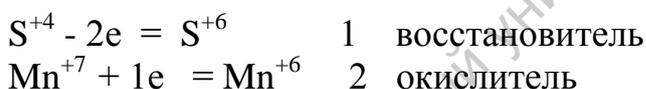


- расставим степени окисления атомов и определим, какие атомы могут изменять степени окисления в ходе реакции

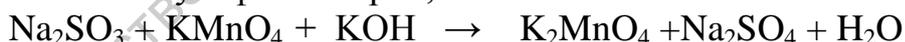


S^{+4} – проявляет промежуточную степень окисления с преобладанием восстановительных свойств; Mn^{+6} является продуктом реакции, которая протекает в щелочной среде, следовательно исходным веществом является перманганат калия.

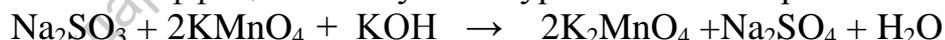
- составим уравнение электронного баланса:



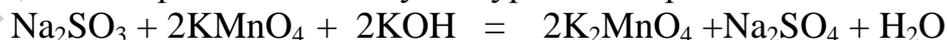
- запишем в левую и правую часть схемы формулы окислителя и продукта окисления сульфита натрия,



расставим коэффициенты с учетом уравнения электронного баланса,



проверим число атомов калия в левой и правой части схемы реакции и введем коэффициент 2 перед KOH и получим уравнение реакции



В части С2 ЕГЭ приводятся задания на знание кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств различных соединений:

«напишите уравнения четырех возможных реакций между веществами». Затем приводятся названия химических соединений.

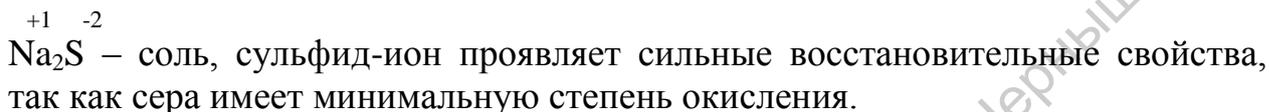
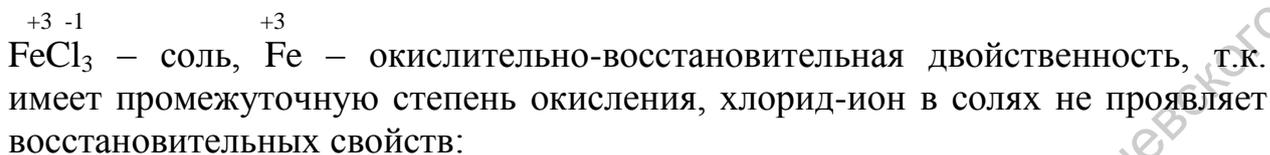
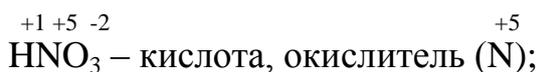
В качестве примера рассмотрим одно из заданий:

«даны вещества: концентрированная азотная кислота, растворы карбоната натрия, хлорида железа (III), сульфида натрия. Напишите уравнения четырех возможных реакций между этими веществами, не повторяя пары реагентов».

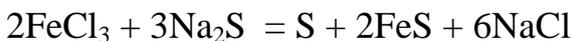
Рассмотрим подход к решению поставленной задачи с учетом окислительно-восстановительных свойств:

- выпишем формулы соединений HNO_3 , Na_2CO_3 , FeCl_3 , Na_2S

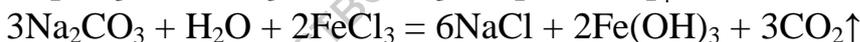
- расставим степени окисления атомов в молекулах и укажем, какую функцию может проявлять каждое вещество:



На основе рассмотренного, можно предложить 2 уравнения окислительно-восстановительных процессов:



Выше указанные вещества можно рассматривать с других позиций: кислотнo-основных и гидролиза солей в растворе:



2. Решение задач на «массовую долю элемента с сложном веществе».

Условие задачи:

Найдите массовую долю азота в дихромате аммония.

Дано:	Решение.
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Основная формула:
$\omega(\text{N}) = ?$	$\omega(\text{N}) = m(\text{N}) \cdot 100\% / M((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$ 1) Найдем массу азота в дихромате аммония. $m(\text{N}) = 2 \cdot A(\text{N}) = 2 \text{ моль} \cdot 14 \text{ г/моль} = 28 \text{ г}$ 2) Найдем молярную массу долю дихромата аммония. $M((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2 \cdot A(\text{N}) + 8 \cdot A(\text{H}) + 2 \cdot A(\text{Cr}) + 7 \cdot A(\text{O}) =$ $2 \text{ моль} \cdot 14 \text{ г/моль} + 8 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} + 2 \text{ моль} \cdot 52 \text{ г/моль} +$ $7 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 252 \text{ г/моль}$ 2) Найдем массовую долю азота в дихромате аммония. $\omega(\text{N}) = m(\text{N}) \cdot 100\% / M((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$

$$= 28 \cdot 100\% / 252 = 11\%$$

Ответ: $\omega(N) = 11\%$.

3. Решение задач на расчеты по химическим уравнениям.

Условие задачи: К раствору, содержащему 27 г хлорида меди (II), прибавили 12 г железных опилок. Сколько граммов меди образуется при этой реакции?

<p>Дано: $m(\text{CuCl}_2) = 27 \text{ г}$ $m(\text{Fe}) = 12 \text{ г}$ $M(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}$ $M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$ $M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$ $m(\text{Cu}) = ?$</p>	<p style="text-align: center;">Решение</p> <p style="text-align: center;">$\text{CuCl}_2 + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$</p> <p>1) Найдем количество вещества хлорида меди. $n = m(\text{CuCl}_2) / M(\text{CuCl}_2) = 27 \text{ г} / 135 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$</p> <p>2) Найдем количество вещества железа $n = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe}) = 12 \text{ г} / 56 \text{ г/моль} = 0,214 \text{ моль}$</p> <p>3) Определим избыток вещества $0,214 \text{ моль} - 0,2 \text{ моль} = 0,014 \text{ моль}$ — Fe в избытке</p> <p>4) Рассчитаем массу меди по недостатку $m(\text{Cu}) = n(\text{CuCl}_2) \cdot M(\text{Cu}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 12,8 \text{ г}$ Ответ: $m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г}$</p>
---	--

Решение задач

Составьте алгоритм решения задач и запишите его в таблицу. Предложите варианты задач с решениями по темам предложенным в тестах ЕГЭ:

1. Определение формулы вещества по известному элементному составу.
2. Определение формулы вещества по продуктам сгорания.
3. Определение формулы вещества по известной общей формуле и массовой доле одного из элементов.
4. Определение формулы вещества по его реакционной способности.
5. Расчеты по уравнениям реакций.
6. Задачи на смеси веществ.
7. Определение состава продуктов реакции.
8. Нахождение массовой доли одного из продуктов реакции в растворе по уравнению материального баланса.

В отчете о проделанной работе оформите четыре варианта задач (два — указанных в пособии и два — составленных Вами.)

<p>Дано:</p>	<p>Решение.</p>
	<p>Ответ:</p>

Условие задачи (а):

При упаривании 345 г 10%-ного раствора калийной селитры получился раствор с содержанием соли 14%. Масса выпаренной воды при этом составила _____ г. (Запишите число с точностью до сотых.)

Условие задачи (б):

Смешали 200г 10%-ного хлорида меди (II) и 200г 5% раствора сульфида калия. Определите массовую долю хлорида калия в растворе.

Условие задачи (в):

Объем кислорода, который необходим для полного сжигания 4,6 г диметилового эфира, равен _____ л (н.у.). (Запишите число с точностью до сотых.)

Условие задачи (г):

Установите молекулярную формулу алкина, содержащего 12,19% водорода.

Условие задачи (д):

Установите молекулярную формулу простого эфира, если при сгорании 4,6 г его образуется 8,8 г углекислого газа и 5,4 г воды.

Условие задачи (е):

Рассчитайте массовую долю нитрата калия в растворе, полученном при растворении в 500 г 10 % KOH всего оксида азота (IV), который выделился при нагревании 33,1 г нитрата свинца (II).

Условие задачи (ж):

Установите молекулярную формулу органического соединения, если при сгорании 4,5 г его выделилось 1,12 л азота, 6,3 г воды и 4,48 л углекислого газа. Плотность паров соединения по водороду 22,5.

Условие задачи (з):

Объем ацетилен, который выделится при 50г карбида кальция, содержащего 8% примесей, равен _____ л (н.у.). (Запишите число с точностью до десятых.)

Условие задачи (и):

Оксид кремния прокалили с большим избытком магния. Полученную смесь веществ обработали водой. При этом выделился газ, который сожгли в кислороде. Твердый продукт сжигания растворили в концентрированном растворе гидроксида цезия. К полученному раствору добавили соляную кислоту. Напишите уравнения реакций для описанных превращений.

В процессе обучения химии при решении химических задач у учащихся развиваются умения и навыки применять полученные знания, формируются

количественные представления о химических процессах, повышается активность на уроках, развивается интерес к химии. Решение всех видов задач развивает логическое мышление учащихся, особенно в тех случаях, когда необходимо проводить сравнение, обобщение. Задачи способствуют формированию химических понятий. Дают возможность связать химию с жизнью, содействуют профориентации учащихся и во многих случаях дают возможность предупредить, обнаружить и исправить ошибки по теоретическим основам химии.

Задачи делают урок разнообразным, интересным, более эффективным. Задачи способствуют формированию у школьников целенаправленности, настойчивости, ответственности за выполненную работу, дисциплинированности, готовности преодолеть трудности.

При обучении химии используют две группы задач: качественные и расчетные. Экспериментальные задачи не являются отдельной группой. Экспериментально можно выполнить и качественные и количественные задачи.

Различают три формы решения химических задач: устную, письменную и экспериментальную. При обучении химии нельзя отдавать предпочтение какой-либо группе задач, так как такая односторонность не отражает сущности химической науки, которая отражает качественную и количественную сторону химических процессов.

Любая задача должна быть подчинена развитию химических понятий, теорий, законов и формированию у учащихся их химического мышления.

При решении любого типа задач следует обращать особое внимание на химическую сторону изучаемых процессов.

Практическая работа 8. **Защита планов-конспектов уроков**

На данном практическом занятии студент представляет план-конспект урока, составленный в соответствии с данными в лекциях указаниями (Приложение 3). Студент рассказывает аудитории о методах, используемых при проведении урока, типе урока и алгоритме проведения урока. Указывает основные этапы в процессе проведения урока, образовательные, воспитательные и развивающие цели урока. Подчеркивает методы достижения поставленных задач и целей урока. Выделяет основные моменты в проведении урока. Подбирает эксперимент, отводит ему определенное место и объясняет задачи, которые должны быть достигнуты при помощи данного эксперимента. Далее проводится обсуждение данного плана-конспекта по схеме, представленной в приложении 4 и на основании защиты студента-учителя и выступлений студентов-оппонентов выставляется оценка.

При проведении анализа работы студента-учителя при выполнении химического эксперимента необходимо учитывать следующие методические моменты:

1. Правильность подбора опытов для разрешения этих задач.
2. Характер эксперимента и методы его проведения.

3. Техника выполнения химического эксперимента, степень сложности проведения опытов и оценка возможности их выполнения учениками, простоты и эффективности опыта.

4. Техника безопасности проведения эксперимента.

5. Оценка правильности предложенных вопросов по наблюдению за экспериментом.

6. Закрепление изученного материала.

Список используемой литературы

1. Химия. Материалы для курсовой подготовки по программе «теория и методика преподавания химии»/ Решетов П.В., Вдовина Т.О., Карасева Т.В.- Саратов. ГОУ ДПО «Саратовский институт повышения квалификации и переподготовки работников образования» 2010.
2. Третьяков Ю.Д. и др. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник в 2-х томах. – М.: изд-во МГУ, ИКЦ «Академкнига», 2007.
3. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии. – М.: Просвещение. Учеб.лит-ра, 1997. – 256 с.
4. Неорганическая химия: в 3-х томах./ Под ред. Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.
5. Габриелян О.С. Химия. 8 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений – М.: Дрофа, 2009. - 270, [2] с.
6. Габриелян О.С. Химия. 9 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений – М.: Дрофа, 2009. - 270, [2] с.
7. Габриелян О.С. Химия. 10 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений – М.: Дрофа, 2009. - 191, [1] с.
8. Габриелян О.С. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений – М.: Дрофа, 2009. - 286, [2] с.
9. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: Учебное пособие. / авт.-сост. Кожина Л.Ф., Капустина Е.В. – Саратов: Изд-во «Научная Книга», 2008. – 64 с.
10. Кожина Л.Ф., Захарова Т.В., Пожаров М.В. Задания для самостоятельной работы по общей и неорганической химии: Учебное пособие. – Саратов: ООО «Издательский Центр «Наука», 2011. – 102 с.
11. Самое полное издание типовых вариантов заданий ЕГЭ: 2012: Химия / авт.-сост. А.А. Каверина, Д.Ю. Добротин, А.С. Корощенко, М.Г. Снастина. – М.: АСТ: Астрель, 2012. 186 с. – (Федеральный институт педагогических измерений)
12. Педагогика. /сост. М.Б. Кановская.- М.: Сова; Владимир ВКТ, 2009.- 64 с.

Приложение 1

Идентификация катионов неорганических веществ. Методы качественного анализа базируются на ионных реакциях, которые позволяют идентифицировать элементы в форме тех или иных ионов. В ходе реакции образуются труднорастворимые соединения, окрашенные комплексные соединения, происходит окисление или восстановление с изменением цвета раствора.

Имеется много органических и неорганических реагентов, образующих осадки или окрашенные соединения с катионами.

Некоторые реагенты для идентификации катионов

Реагент	Катион	Продукт реакции
Ализарин	Al^{3+}	Ярко-красный осадок
Бензидин	Cr^{+6} , Mn^{+7}	Соединение синего цвета
Гексагидроксостибиат калия	Na^{+}	Белый осадок
Гексанитрокобальтат натрия	K^{+}	Желтый осадок
Гексацианоферрат (+2) калия	Fe^{3+} Cu^{2+}	Темно-синий осадок Красно-бурый осадок
Диметилглиоксим	Ni^{2+} , Fe^{2+} , Pd^{2+}	Ярко-красный осадок
Дипикриламид	K^{+}	Оранжево-красный осадок
Дитизон в хлороформе	Zn^{2+}	Малиново-красный раствор
Дихромат калия	Ca^{2+}	Оранжевый осадок
Магнезон ИРЕА	Mg^{2+}	Ярко-красная окраска раствора
Мурексид	Ca^{2+} Zr^{2+} , Ba^{2+}	Раствор красного цвета Раствор фиолетового цвета
Родамин Б	$[SbCl_6]^{-}$	Раствор синего цвета
Хромоген черный	Mg^{2+}	Раствор вино-красного цвета

Летучие соединения металлов окрашивают пламя горелки в тот или иной цвет. Поэтому, если внести изучаемое вещество на платиновой или нихромовой проволоке в бесцветное пламя горелки, то происходит окрашивание пламени в присутствии в веществе тех или иных элементов:

Окраска пламени катионами некоторых металлов

Элемент	Окраска пламени
Натрий	Ярко-желтый
Калий	Фиолетовый
Кальций	Кирпично-красный
Стронций	Карминово-красный
Бор	Желто-зеленый
Медь	Зеленый
Свинец, мышьяк	Бледно-голубой

Идентификация анионов. Анионы обычно классифицируют по растворимости солей, либо по окислительно-восстановительным свойствам. Так многие анионы (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , F^- , PO_4^{3-} , CrO_4^{2-} и др.) имеют групповой реагент BaCl_2 в нейтральной или слабо кислой среде, так как соли бария с этими анионами мало растворимы в воде. Групповым реагентом на ионы Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- , CN^- , S^{2-} , ClO^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и др. является раствор AgNO_3 . Классификация анионов по окислительно-восстановительным свойствам дана ниже.

Некоторые реагенты для идентификации анионов

Групповой реагент	Анионы	Групповой признак
$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{I}_2(\text{крахмал}) + \text{H}_2\text{SO}_4$	Восстановители Cl^- , Br^- , I^- , SCN^- $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, S^{2-} , SO_3^{2-} , NO_2^- S^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Обесцвечивание раствора
	Окислители CrO_4^{2-} , MnO_4^- , ClO^- ClO_3^- , NO_2^- , BrO_3^-	
$\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{крахмал})$ $\text{MnCl}_2 + \text{HCl}$	NO_3^- , CrO_4^{2-} , NO_2^- , ClO_3^- $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, ClO^- , MnO_4^-	Окрашивание раствора
	Инертные CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SiO_3^{2-} , PO_4^{3-} , F^- , BO_2^-	

Приложение 2

Качественные реакции на органические вещества

Вещество, функциональная группа	Реактив	Характерные признаки
Непредельные углеводороды, кратные связи	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора
Толуол	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора
Этанол	CuO (прокаленная медная проволока)	Выделение металлической Cu . Характерный запах ацетальдегида.
Эфиры (простые и сложные)	H_2O (гидролиз) в присутствии NaOH при нагревании	Специфический запах
Многоатомные спирты, глюкоза	Свежеприготовленный гидроксид меди (II) в сильно щелочной среде	Ярко-синее окрашивание раствора
Альдегиды, глюкоза (карбонильная группа) Муравьиная кислота	Аммиачный раствор оксида серебра Свежеприготовленный раствор $(\text{CuOH})_2$	Образование «серебряного зеркала» на стенках сосуда, образование красного осадка Cu_2O
Карбоновые кислоты, карбоксильная группа	Лакмус спирт + H_2SO_4 (конц.)	Красное окрашивание. Специфический запах эфира

СХЕМА РАЗВЕРНУТОГО ПЛАНА-КОНСПЕКТА УРОКА

ДАТА (КАРАНДАШОМ)

ПРИ ПРОВЕДЕНИИ УРОКА НА ДОСКЕ

ПРИ ПРОВЕДЕНИИ УРОКА НА ДОСКЕ

ТЕМА:

ЦЕЛИ: ОБУЧАЮЩАЯ, РАЗВИВАЮЩАЯ, ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ

ЗАДАЧИ:

РЕАКТИВЫ:

ОБОРУДОВАНИЕ:

ВВОДНАЯ ЧАСТЬ:

ПРИВЕТСТВИЕ, ПРОВЕРКА ОТСУТСТВУЮЩИХ **2-3 МИН.**

ПРОВЕРКА ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ:

КАРТОЧКИ

ФРОНТАЛЬНЫЙ ОПРОС

ЗАДАНИЯ НА ДОСКЕ

ОТВЕТЫ У ДОСКИ **7-10 МИН.**

ОБОБЩЕНИЕ ПРЕДЫДУЩЕГО МАТЕРИАЛА ДЛЯ ПЕРЕХОДА К НОВОМУ.

ОСНОВНАЯ ЧАСТЬ:

ИЗУЧЕНИЕ НОВОГО МАТЕРИАЛА **18-20 МИН.**

**ПОДРОБНЫЙ ТЕКСТ, ВСТАВКА ОПЫТОВ С ПОДРОБНЫМ ОПИСАНИЕМ
ЭКСПЕРИМЕНТА, УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ.**

**ОБОБЩЕНИЕ И ЗАКРЕПЛЕНИЕ МАТЕРИАЛА, СОВЕРШЕНСТВОВАНИЕ
ЗНАНИЙ** **8-10 МИН.**

ОЦЕНКИ ОЗВУЧИТЬ

ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ (НА ДОСКЕ)

РЕШЕНИЕ ВСЕХ ЗАДАЧ, ПОСТАНОВКА ВСЕХ ВОПРОСОВ И

**ПРЕДПОЛАГАЕМЫЕ ОТВЕТЫ НА НИХ ДОЛЖНЫ ВХОДИТЬ В ТЕКСТ ПЛАНА
КОНСПЕКТА СООБРАЗНО ОТВЕДЕННОМУ ИМ МЕСТУ.**

К ПЛАНУ ПРИЛАГАЮТСЯ КАРТОЧКИ С ЗАДАНИЯМИ

**КАК ДЛЯ ПРОВЕРКИ Д/З, ТАК И ДЛЯ ЗАКРЕПЛЕНИЯ И
СОВЕРШЕНСТВОВАНИЯ НОВОГО МАТЕРИАЛА)**

СТРУКТУРА АНАЛИЗА УРОКА

1. Дата, наименование класса (группы).

2. Тема урока.

3. Цель и задачи урока.

4. Содержательный компонент урока:

- соответствие содержания материала требованиям программы, поставленной цели;
- информативная емкость урока;
- реализация принципов дидактики;
- тип и структура урока;
- соответствие структуры цели, принципам дидактики, содержанию материала и т.д..

5. Методический компонент урока:

- соответствие методов поставленной цели, содержанию учебного материала; принципам дидактики;
- разнообразие методов, форм организации учебной работы, средств обучения;
- эффективность использования методов;
- адекватность оценки знаний учащихся и т.д.;

6. Деятельность преподавателя:

- постановка целей и задач урока;
- мотивация учащихся; установление внутри- и межпредметных связей и т.д.;
- установление обратной связи с учащимися: подтверждение, резюмирование, сопоставление и использование идей и мнений учащихся;
- подведение итогов, по возможности совместно с учащимися;
- использование разнообразных вопросов: воспроизведение, понимание, применение и т.д.

7. Деятельность учащегося:

- интерес, активность, внимание на уроке;
- качество ответов на поставленные вопросы;
- активное участие в подведении итогов, правильное выполнение самостоятельной работы;
- воспроизведение основных изученных идей и их существенных признаков, умение конкретизировать и т.д.

8. Выводы:

- достижение цели и задач урока;
- оценка урока;
- замечания.

Допускается использовать дополнительную информацию при анализе урока