

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ  
ФЕДЕРАЦИИ  
ФГБОУ ВО «Саратовский национальный исследовательский  
государственный университет имени Н.Г.Чернышевского»  
Институт химии

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

**Методы организации и проведения  
химического эксперимента**

учебное пособие  
для студентов направления подготовки  
«Педагогическое образование», профиль - Химия

Саратов

2017

Авторы – составители: Акмаева Т.А., Кожина Л.Ф. Методы организации и проведения химического эксперимента. Учебное пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование», профиль – «Химия». Электронный ресурс. Саратов. 2017. – 54 с.

Предлагаемое учебное пособие составлено преподавателями Института химии СГУ для студентов, обучающихся в Институте химии СГУ по направлению «Педагогическое образование», профиль – «Химия» и предназначено к использованию в 4 семестре при изучении дисциплины «Методика организации химического эксперимента в средней школе». Химический эксперимент – наиболее наглядный инструмент для обучения школьников и повышения их мотивации к процессу изучения химии. Авторы-составители предлагают студентам материал, который может быть основой для проведения химического эксперимента как на уроках химии, так и на внеклассных мероприятиях.

Авторы-составители будут благодарны всем за рекомендации и предложения.

Рекомендуют к печати  
кафедра общей и неорганической химии  
Института химии СГУ

НМС Института химии СГУ

Рецензент  
доцент кафедры общей и неорганической химии,  
к.х.н. Захарова Т.В.

*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: приобретение знаний*

- основных химических понятий,*
- общих свойств классов неорганических и органических соединений, металлов, неметаллов*
- признаков классификации элементов, химических реакций, неорганических и органических веществ*
- типов кристаллических решеток, химических связей*
- 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 учитывать 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 взаимосвязанно. 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. Признак 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); *наглядные* (показ, демонстрация); *практические* методы (лабораторные работы).

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)

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 о влиянии ... 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...
- откорректировать знания...
- обратить внимание на ошибки...

## **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).

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

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

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 кл. на изучение химии отводится 2 часа в неделю, в 10 и 11 кл. – 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, т.к. 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 видеозаписей, 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) и при обобщении ранее изученного материала. Кроме того, видеозапись химического эксперимента не всегда точно передает признаки химических реакций (цвет, структуру осадка и т.д.). Между тем, некоторые задания ЕГЭ основаны на знаниях особенностей признаков химических процессов и их визуального восприятия.

Возможности и желания преподавателя резко ограничиваются ежемесячной отчетностью по расходу химических реагентов.

В настоящее время школьные химические кабинеты имеют в своем распоряжении ограниченный набор химических веществ. 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 *использовать* на разных уроках при изучении различных тем, но при этом необходимо правильно сформулировать вопросы учащимся по излагаемой теме и сделать соответствующие выводы.

Демонстрационные опыты и практические работы, предусмотренные школьной программой, являются формой обучения, связанной с процессом осознания изученного материала. Целью проведения практических 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 лабораторных работ по курсу «Методика проведения химического эксперимента в школе» в соответствии с календарным планом предлагается выбрать и подготовить план-конспект урока или фрагмента урока, включающего эксперимент, и выступить перед группой, имитирующей класс, с демонстрацией модели урока или его фрагмента с химическим экспериментом 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;
- алканы;
- алкены;
- алкины;
- спирты;
- эфиры;
- карбоновые кислоты;
- аминокислоты;
- белки;
- углеводы.



Эксперимент по данным темам составляет основу практических работ, дисциплины «Методика проведения химического эксперимента в школе».

При выполнении работ каждому студенту необходимо составить отчет о проделанной лабораторной работе, в котором нужно отразить следующее:

- тема лабораторной работы
- название опыта
- техника безопасности при выполнении 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;
- вывод из проделанного опыта;
- предложить другие темы, при изучении которых можно использовать данный эксперимент.

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 хотел *учитель* 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. 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 30 – 25 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 при изучении темы «Скорость химических реакций и факторы, влияющие на скорость»:

Укажите конкретное влияние каждого фактора, заполнив соответствующие графы таблицы.

<b>Факторы, влияющие на скорость химической реакции</b>					
Природа реагирующих веществ <i>Величина энергии активации и является тем фактором,</i>	Концентрация реагирующих веществ <i>Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных</i>	Температура <i>При повышении температуры на каждые 10°С скорость химической реакции</i>	Давление (для газов) <i>Увеличение давления в системе приводит к увеличению концентрации и каждого</i>	Площадь соприкосновения реагирующих веществ <i>Чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем</i>	Присутствие катализатора <i>Присутствие катализатора увеличивает скорость химической реакции.</i>

<i>посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции. Чем меньше энергия активации, тем больше скорость данной реакции.</i>	<i>концентраций реагентов</i>	<i>увеличивается в 2-4 раза</i>	<i>из исходных газообразных веществ в столько же раз, и, следовательно, но, возрастанию скорости реакции</i>	<i>выше скорость химической реакции</i>	
--	-------------------------------	---------------------------------	--	---	--

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 с учетом ранее рассмотренных критериев.

Таким образом, можно сформулировать 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 перед проведением 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 ученических мест.

Рассмотрим в качестве примера оформление одного из химических опытов:

Дата \_\_\_\_\_

Студент \_\_\_\_\_

<b>Тема практического занятия</b>	Основные классы неорганических соединений
<b>Название опыта</b>	Взаимодействие гидроксокарбоната меди (II) с соляной кислотой
<b>Цель опыта:</b> ознакомление со свойствами основных солей на примере гидроксокарбоната меди (малахита)	<b>Реактивы и оборудование:</b> Твердое вещество $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , разбавленная соляная кислота, пробирки
<b>Техника безопасности:</b> 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.	
<b>Методика эксперимента:</b> В сухую пробирку поместите небольшое количество твердого вещества основной соли. Добавьте небольшими порциями разбавленной соляной кислоты.	<b>Уравнение реакции:</b> $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl} = 2\text{CuCl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
<b>Вопрос (комментарий):</b> - Обратить внимание учащихся на окраску исходного вещества - Какие признаки реакции вы наблюдаете?  - Почему данная соль взаимодействует с раствором соляной кислоты?  - Какие свойства проявляет исследуемая соль при этом?  - Можно ли заменить соляную	<b>Предполагаемый ответ:</b> 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 т.к. хлорид меди (II) растворим в воде и происходит выделение газа. - свойства соли (реакция на карбонат-ион)  - нет, т.к. продуктом реакции

<p>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>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 не идет</p> <p>- основные соли за счет наличия в составе гидроксогрупп (ОН)<sup>-</sup> вступают в реакцию нейтрализации с образованием воды.</p>
<p><b>Вывод:</b> основные соли проявляют двойственные свойства: свойства солей и оснований.</p>	<p>Ионно-молекулярное уравнение:  <math>(\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\uparrow</math></p> <p>Краткое ионное уравнение:  <math>(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{H}^+ = 2\text{Cu}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow</math></p>
<p><i>Использование при изучении других тем: соли угольной кислоты; свойства кислот; соединения меди (II)</i></p>	
<p><b>Допуск к выполнению работы</b></p>	<p>Подпись преподавателя</p>
<p><b>Выполнено</b></p>	<p>Подпись преподавателя</p>

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

Первое занятие начинается с проверки «домашней заготовки» по оформлению работы (эксперимента), готовности студентов-преподавателей к дискуссии-обсуждению методических аспектов в изучении конкретной темы. Это контролируется допуском студента к выполнению работы за подписью преподавателя. Дискуссия-обсуждение *теоретических основ изучаемой темы* и последующая отработка химического эксперимента. Выполнение работы также фиксируется подписью преподавателя. Следующие занятия начинаются с защиты плана-конспекта урока или его фрагмента (моделирование урока с выполнением демонстрационного эксперимента). Затем выступление (анализ) оппонентов (студента) содержания представленного урока. После этого проверка «домашней заготовки» к следующей практической работе и т.д.

**Эксперимент к разделу «Общая и неорганическая химия» дисциплины  
«Методика проведения химического эксперимента в школе».**

**Лабораторная 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.

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

Для постановки эксперимента, сопровождающего изучение данной темы, предлагается отработать нижеуказанные химические опыты.

### **Оксиды**

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 в 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. Свежеполученный гидроксид меди (II) (по реакции обмена растворимой соли меди с избытком щелочи) поместите в пробирку и закрепите в пробиркодержателе и нагрейте. Полученное вещество растворите в разбавленной соляной или серной кислоте.

### **Основания (гидроксиды основные)**

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 фиолетовый лакмус, 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. Налейте в пробирку (стакан) небольшое количество раствора сульфата меди (II) и прилейте избыток раствора гидроксида натрия до образования осадка.

1.9. Полученный в предыдущем опыте гидроксид меди (II) растворите в соляной или любой другой разбавленной 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 (пробирку) емкостью 50 мл налейте 10-15 мл раствора хлорида хрома (III) и налейте 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.

1.12. Налейте в пробирку 2-3 мл разбавленного раствора щелочи и поместите в него стружку или гранулы алюминия.

### **Кислоты**

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

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

1.15. Свежеполученный гидроксид меди (II) поместите в пробирку и прилейте раствор кислоты (соляной или серной).

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

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

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

### **Соли**

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 – свежеполученный 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.

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



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

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

При оформлении лабораторной работы придерживайтесь требований, изложенных выше, и используйте предложенный алгоритм.

При отработке рекомендованного химического эксперимента по изучаемой теме рекомендуется отметить, что многие опыты можно использовать как на конкретном уроке, так и на уроках при изучении других тем. Необходимо при этом подготовить вопросы (комментарии), соответствующие целям и задачам данного урока.

*При выполнении химического эксперимента студент - учитель должен обращать внимание учащихся на признаки протекающих химических реакций, так как они очень часто являются подсказкой к пониманию и составлению уравнений реакций.*

*В качестве примера рассмотрим одно из заданий ГИА:*

*В автоклаве в присутствии губчатого железа нагрели до 500°C (p = 100 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 четырех реакций, о которых идет речь.*

*Алгоритм решения задачи:*

*Основой задачи данного типа является знание учащимися видимых признаков химических реакций, которые они должны были получить при выполнении лабораторных работ в школе.*

*Губчатое железо является катализатором процесса получения аммиака из водорода и азота ( $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ ).*

*Аммиак очень хорошо растворяется в воде (700 л  $NH_3$  в 1 л  $H_2O$ ), процесс растворения характеризуется следующим уравнением реакции:*

*$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$ , изменение окраски фенолфталеина доказывает наличие в растворе гидроксид-ионов.*

*«Образование тумана белого цвета» означает, что при взаимодействии газообразного аммиака с хлороводородом образовалась соль – хлорид*

аммония:  $NH_3 + HCl = NH_4Cl$  (данная реакция используется для качественного определения аммиака).

При взаимодействии полученной соли с гидроксидом калия вновь образуется аммиак:  $NH_4Cl + KOH = NH_3\uparrow + H_2O + KCl$  (данная реакция используется для качественного определения катиона аммония).

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

### Примеры заданий.

**I.** Вещество, которое может реагировать с водородом, серной кислотой и алюминием, имеет формулу

- 1)  $P_2O_5$     2)  $CuO$     3)  $Ba(NO_3)_2$     4)  $K_2O$

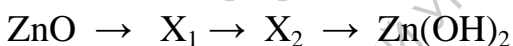
**II.** Разбавленная серная кислота может реагировать с каждым из двух веществ:

- 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  $Cu(OH)_2$     4)  $NaOH$  и  $BaCl_2$

**III.** В схеме превращений



веществами  $X_1$  и  $X_2$  соответственно являются

- 1)  $Zn(OH)_2$  и  $ZnCl_2$     2)  $Zn(OH)_2$  и  $ZnSO_4$   
3)  $ZnCl_2$  и  $Zn(NO_3)_2$     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.*

В соответствии с календарным планом лабораторных работ по изучаемой дисциплине отработанный химический эксперимент по теме «Основные классы неорганических соединений» можно использовать при выполнении лабораторной работы 2.

**Лабораторная работа 2. Признаки химических реакций. Типы химических реакций. Скорость химических реакций. Химическое равновесие**

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

Для отработки знаний по теме «Скорость химических реакций» 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 кислоты. 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. Вылейте последовательно кислоту в стаканы, начиная с самого разбавленного раствора. Полученные результаты оформите в табличной форме. Нарисуйте график зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

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

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.

2.4. В два стакана емкостью 50 мл налейте небольшое количество раствора пероксида водорода (3-9%). Запишите свои наблюдения. Затем в один добавьте немного порошка оксида марганца (+4), а в 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 тв.) 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. В одну пробирку налейте 2-3 мл раствора хромата калия, обратите внимание на окраску раствора и добавьте небольшое количество разбавленной серной кислоты. В другую пробирку налейте 2-3 мл раствора дихромата калия и налейте разбавленного раствора гидроксида калия. Обратите внимание на изменение окраски раствора.

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

### Лабораторная 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.

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

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

3.1. Поместите в сухую пробирку небольшое количество кристаллического перманганата калия. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте до появления характерного потрескивания. Докажите выделение кислорода с помощью тлеющей лучины.

3.2. Поместите в сухую пробирку небольшое количество кристаллического перманганата калия. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и нагрейте до появления характерного потрескивания. Внесите в пробирку предварительно зачищенную железную проволоку с прикрепленным на конце кусочком спички (без серы). Железо стораёт разбрызгивая искры.

3.3. На керамическую плитку горкой насыпьте кристаллический дихромат аммония. Подожгите с помощью спички или лучины (Опыт называется «Извержение вулкана»).

3.4. Возьмите стеклянную емкость большого объема (2-4л), на дно налейте концентрированный раствор аммиака, закройте склянку и оставьте на некоторое время, чтобы она наполнилась газообразным аммиаком. Оксид хрома (III), полученный в опыте 3.3, поместите в большую ложку для сжигания веществ, нагрейте оксид хрома в пламени горелки и всыпьте в склянку с аммиаком. (Опыт называется «Огненная метель»).

3.5. 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.

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

3.7. В стакан емкостью 50 мл поместите разбавленный раствор пероксида водорода и добавьте немного порошка оксида марганца (IV).

3.8. Насыпьте на предметное стекло несколько кристаллов перманганата калия и капните на него концентрированным раствором серной кислоты так, чтобы все кристаллы были смочены ей. Стеклянную палочку с ватой на конце смочите этиловым спиртом и легко дотроньтесь до смеси на стекле.

3.9. В термостойкий стакан на 100 мл насыпьте 25г растертого сахара. Стакан поставьте на термостойкую плитку, налейте в сахар 2,5 мл воды, а затем 12,5 мл концентрированной серной кислоты. Все быстро перемешайте стеклянной палочкой, поставьте ее в центр стакана и ждите.

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

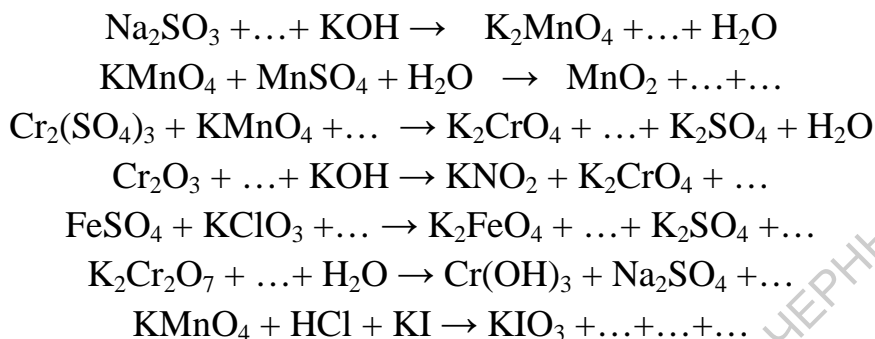
- взаимодействие металлов с растворами кислот (разбавленными и концентрированными);
- взаимодействие более активных металлов с растворами солей, образованных менее активными металлами;
- разложение нитратов при нагревании;
- горение металлов и неметаллов с образованием оксидов;
- горение сложных веществ;
- окисление и восстановление органических 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.

Для подготовки к ЕГЭ необходимо освоить решение задач типа:

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

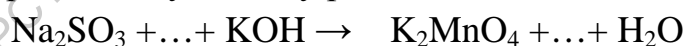


б) «Из приведенных ниже веществ составьте одно окислительно-восстановительное уравнение реакции, расставьте коэффициенты с помощью электронного баланса и одно уравнение ионного обмена, напишите полное и краткое ионные уравнения. Предлагаемые реактивы: сульфит натрия, разбавленная серная кислота, перманганат калия, гидроксид меди (II).

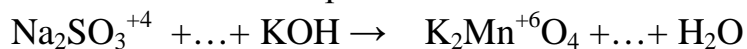
Именно при решении задач такого типа проявляется способность учащихся использовать ранее полученные знания по всей теме «Окислительно-восстановительные процессы». Здесь необходимо помнить, что хроматы ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), манганаты ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ) и ферраты ( $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ) 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:

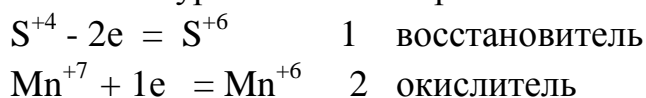


- расставим степени окисления атомов и определим, какие атомы могут изменять степени окисления в ходе реакции:

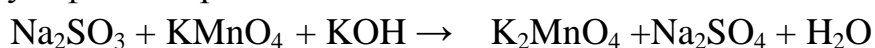


$\text{S}^{+4}$  – проявляет промежуточную степень окисления с преобладанием восстановительных свойств;  $\text{Mn}^{+6}$  является продуктом реакции, которая протекает в щелочной среде, следовательно исходным веществом является перманганат калия.

составим уравнение электронного баланса:

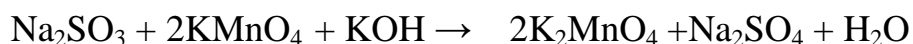


запишем в левую и правую часть схемы формулы окислителя и продукта окисления сульфита натрия:

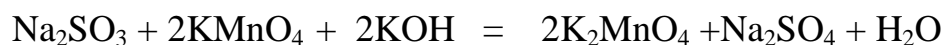




расставим коэффициенты с учетом уравнения электронного баланса:



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



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

Приводятся названия химических соединений и предлагается составить 4 уравнения реакций.

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 веществ:

- выпишем формулы соединений  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ;

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

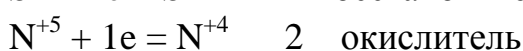
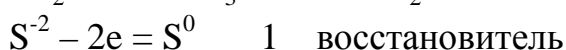
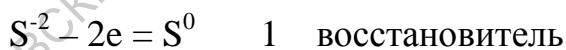
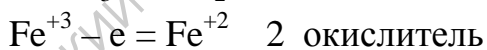
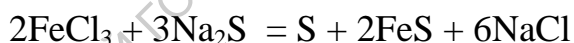
$\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$  – кислота, окислитель ( $\text{N}^{+5}$ );

$\text{Na}_2^{+1}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$  – соль, не проявляет окислительно-восстановительных свойств;

$\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$  – соль,  $\text{Fe}^{+3}$  – окислительно-восстановительная двойственность, т.к. имеет промежуточную степень окисления, хлорид-ион в солях не проявляет восстановительных свойств;

$\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}$  – соль, сульфид-ион проявляет сильные восстановительные свойства, т.к. сера имеет минимальную степень окисления.

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



К окислительно-восстановительным реакциям относятся процессы, протекающие в растворе или расплаве под действием электрического тока. Электрический ток является самым сильным окислителем и самым сильным восстановителем.

Разработайте и опишите примеры электролизеров. Составьте методики проведения демонстрационного эксперимента с ними.

**Процессы, протекающие на катоде при электролизе водных растворов электролитов**

Катионы металлов средней активности	Катионы активных металлов
<b>Восстанавливаются совместно с молекулами воды</b> $Me^{+n} + ne = Me^0$ $2H_2O + 2\bar{e} = 2OH^- + H_2\uparrow$	<b>Не восстанавливаются. Идет восстановление молекул воды</b> $2H_2O + 2\bar{e} = 2OH^- + H_2\uparrow$
Катионы водорода $H^+$ <b>Восстанавливаются только при электролизе растворов кислот</b> $2H^{+1} + 2e = H_2$	Катионы малоактивных металлов <b>Восстанавливаются только катионы металлов</b> $Me^{+n} + ne = Me^0$

**Процессы, протекающие на аноде при электролизе водных растворов электролитов**

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

#### Лабораторная работа 4. Ионные реакции. Качественные реакции

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

При выполнении данной практической работы предлагается использовать химические опыты, ранее проработанные на предыдущих занятиях. А также воспользоваться таблицей качественных реакций (Приложение) на неорганические вещества. Приведите примеры качественных реакций на неорганические вещества.

Применение качественных реакций для идентификации веществ предлагается рассмотреть на следующем примере:

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.

Разработайте подробные методики решения экспериментальных задач для учащихся 8, 9, 10 и 11 классов.

4.3. Разработайте методику решения практической задачи для учащихся любого класса, составленной Вами. Условие задачи изложить методически точно и подробно.

**Лабораторная работа 5. Гидролиз неорганических и органических веществ**

Знать	Уметь
<ul style="list-style-type: none"> <li>- понятие реакции гидролиза;</li> <li>- различные типы гидролиза;</li> <li>- условия, необходимые для протекания гидролиза;</li> <li>- факторы, влияющие на гидролиз;</li> <li>- условия усиления или ослабления гидролиза;</li> <li>- влияние силы кислоты (основания) на гидролиз;</li> <li>- классы органических веществ, способных подвергаться гидролизу.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- составлять ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза;</li> <li>- по формуле вещества определять способность вещества к гидролизу, число стадий гидролиза, среду раствора солей; тип реакции гидролиза;</li> <li>- предсказывать вещества, которые образуются при гидролизе.</li> </ul>

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 pH, на которой указано значение pH соответствующее тому или иному цвету.

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, хрома или алюминия) и исследуйте его растворимость в растворах солей хлорида алюминия, карбоната натрия, сульфата цинка. Составьте уравнения происходящих реакций.

Ниже приведены ряды катионов и анионов, соответствующие уменьшению силы кислот и оснований их образовавших.

Ряд анионов:  $F^- < NO_2^- < CH_3COO^- < HCO_3^- < HS^- < SO_3^{2-} < HPO_4^{2-} < CO_3^{2-} < PO_4^{3-} < S^{2-} < SiO_3^{2-}$

Ряд катионов:  $Cd^{2+} < Mg^{2+} < Mn^{2+} < Fe^{2+} < Co^{2+} < Ni^{2+} < NH_4^+ < Cu^{2+} < Pb^{2+} < Zn^{2+} < Al^{3+} < Cr^{3+} < Fe^{3+}$

Чем правее расположен ион, тем в большей степени гидролизуются образованные им соли.

### **Лабораторная 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 держателе штатива;
- твердое вещество должно занимать  $1/3$  –  $1/4$  объема колбы;
- раствор добавляют в реакционную колбу по каплям;
- при необходимости реакционную колбу осторожно нагревают с помощью газовой горелки.

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 держателе 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 смеси водорода с воздухом и кислородом взрывоопасны! Чтобы убедиться в отсутствии примесей воздуха и кислорода, необходимо проверить водород на чистоту. Для этого пробирку заполните водой и, закрыв ее отверстие пальцем, опустите в кристаллизатор с водой. Отводную трубку с током газа подведите под пробирку с водой и вытесните из нее воду. Затем, не переворачивая пробирку, поднесите ее к пламени горелки, стоящей вдали от прибора. Если при этом слышен легкий хлопок, можно считать, что водород не содержит примесей кислорода и воздуха. Если слышен характерный «лающий» звук, в пробирке присутствует примесь кислорода. Проведите опыты, характеризующие физические и химические свойства водорода:

а) Переливание водорода. Перевернутую вверх дном пробирку наполните водородом. Затем медленно перелейте водород в другую пробирку, для этого пробирку с водородом 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.

б) 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.

в) Восстановительные свойства молекулярного и атомарного водорода. В две пробирки налить разбавленные растворы серной кислоты и перманганата калия (или дихромата калия). В одну пробирку поместите 2-3 гранулы цинка, а в другую пропустите водород из прибора 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 и проведите опыты по изучению физических и химических свойств:

- 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



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

б) Налейте в пробирку раствор гидроксида калия (известковая вода) и пропустите углекислый газ до образования осадка. Напишите уравнение реакции средней соли. 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.

в) Налейте в пробирку ранее полученный раствор комплексной соли тетрагидрохромата (III) калия и пропустите ток углекислого газа до образования осадка серо-зеленого цвета.

г) В батарейный химический стакан поместите металлическую пластинку, согнутую в виде ступенек и на каждой ступеньке поставьте маленькие свечи. Подожгите их с помощью диной лучинки, прикройте стакан сверху покровным стеклом и введите в стакан газоотводную трубку от аппарата 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 равные количества твердых хлорида аммония и гидроксида кальция. Полученную смесь поместите в сухую пробирку, закройте газоотводной трубкой и закрепите в пробиркодержателе (или в держателе 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 горячую лучинку и проверьте, поддерживает ли аммиак горение. Вторую пробирку с аммиаком погрузите отверстием вниз в кристаллизатор с водой, слегка покачивая пробирку. Исследуйте характер среды полученного раствора с помощью индикатора фенолфталеина.

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

в) В пробирку с предварительно полученным гидроксидом меди прилейте водный раствор аммиака. Обратите внимание на растворение осадка.

Охарактеризуйте свойства аммиака на основе Ваших наблюдений.

**Эксперимент к разделу «Органическая химия» дисциплины  
«Методика проведения химического эксперимента в школе»**



Органическая химия изучает качественный и количественный состав органических веществ, их химическое строение, свойства и превращения. Органические соединения по своим химическим и физико-химическим свойствам отличаются от неорганических соединений. Даже число известных органических соединений значительно превышает число описанных неорганических соединений и составляет более 70 млн. Из всех известных науке веществ примерно 95% относится к органическим. Одной из главных причин многообразия органических веществ является высокая прочность химических связей «углерод - углерод». Атомы углерода способны образовывать прочные связи между собой и с другими элементами. Комбинация всего двух элементов – углерода и водорода – дает многие тысячи углеводородов. Введение в состав молекул других элементов, кислорода, азота, галогенов и других, делает число возможных соединений невероятно большим. Наличие изомерии увеличивает число органических соединений.

Химические реакции органических соединений имеют свои особенности. Во многих неорганических реакциях принимают участие ионы; такие реакции ионного обмена протекают очень быстро, практически мгновенно даже при комнатной температуре. Органические вещества, в основном, состоят из молекул (имеют молекулярное строение). В молекулах органических веществ атомы углерода связаны между собой и с другими атомами ковалентной связью, которая характеризуется длиной, энергией, полярностью, направленностью в пространстве. Превращения органических веществ осуществляются с участием молекул, и при этом происходит разрыв одних ковалентных связей и образование новых. Такие реакции протекают гораздо медленнее ионных, а для их осуществления необходимы специальные условия: высокая температура и давление, применение катализаторов.

Органические реакции редко протекают с высоким выходом продукта. Основная реакция сопровождается образованием нескольких побочных продуктов. Это обусловлено тем, что органические реакции являются обратимыми.

При изучении органической химии необходимы знания, полученные в курсе «Общая и неорганическая химия», о современных теориях химической связи, о взаимном влиянии атомов в молекуле, о смещении равновесия в зависимости от различных факторов. При этом необходимо помнить, что применение катализатора не влияет на смещение равновесия, т.к. катализатор в одинаковой степени увеличивает скорость прямой и обратной реакции, он

влияет на время установления равновесия; катализатор увеличивает скорость реакции термодинамически разрешенной.

Запись уравнений органических превращений имеет свои особенности:

- для записи органических процессов используют структурные формулы, которые наглядно показывают к какому классу относится вещество и какая часть органической молекулы подвергается превращению;

- между исходными веществами и продуктами реакции ставят стрелку, а не знак равенства, чтобы не путать его с двойной связью в веществе;

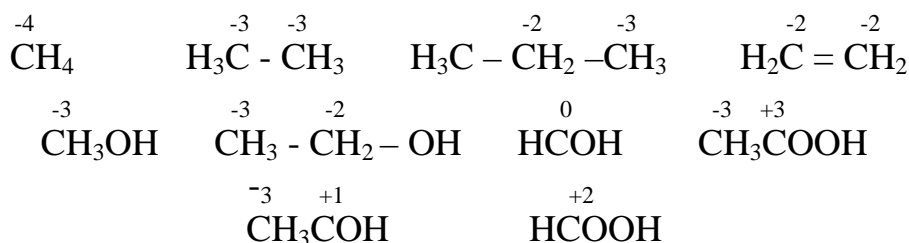
- обязательно указывать условия химических реакций, т.к. в зависимости от условий реакции, из одних и тех же исходных веществ получаются разные продукты.

Чтобы ориентироваться в мире органических веществ необходимо их классифицировать. За основу классификации чаще всего берут наличие в составе вещества определенной функциональной группы. Функциональные группы – активные центры органических молекул, именно они подвергаются превращениям в ходе химического взаимодействия веществ.

*При изучении вопросов органической химии лабораторные работы являются важным этапом учебного процесса, позволяющим совершенствовать теоретическую и практическую подготовку студентов. Практикум проводится параллельно с теоретическим курсом, что дает возможность более глубоко и полно усвоить изучаемый материал.*

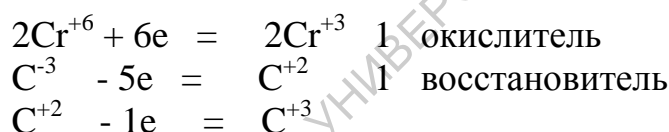
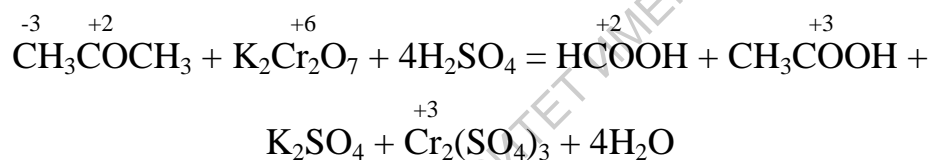
*Практикум составлен в соответствии с программой школьного базового курса и предназначен для студентов направления «Педагогическое образование» будущих учителей. Рекомендуемые лабораторные работы посвящены общим свойствам различных классов органических соединений и специфическим качественным реакциям индивидуальных веществ. Предлагаются лабораторные опыты, выполнение которых доступно как с точки зрения наличия необходимых химических веществ, так условий проведения эксперимента.*

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



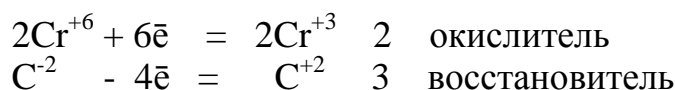
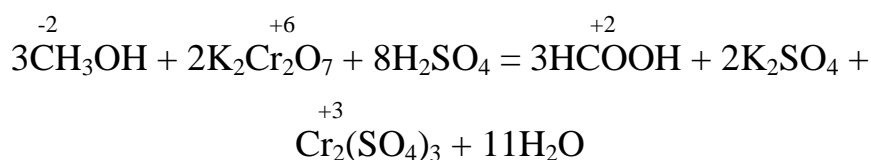
Подход в составлении окислительно-восстановительных реакций остается таким же, как в неорганической химии: в результате окислительно-восстановительной реакции образуются такие продукты, которые соответствуют свойствам органических веществ, содержащих атом углерода в определенной степени окисления и среде 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).

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.

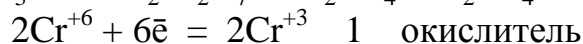


В *кислой* среде метанол окисляется до метановой (муравьиной кислоты), в нейтральной среде до метанала. Кислая среда это более жесткие условия химической реакции. Метановая кислота, в отличие от других

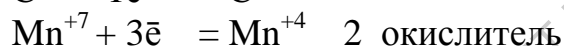
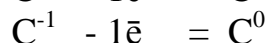
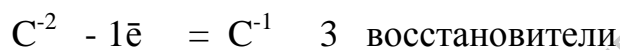
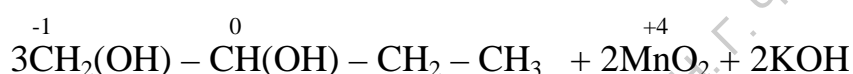
карбоновых кислот окисляется до углекислого газа и воды (угольной кислоты).



Поэтому суммарное уравнение запишется следующим образом:

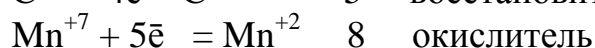
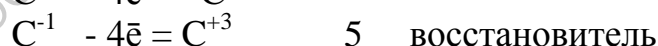
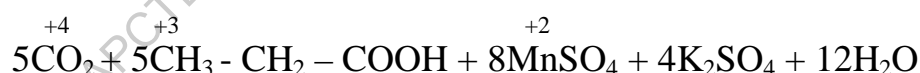
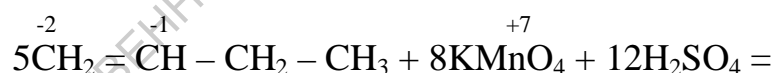


В *нейтральной* среде алкены окисляются раствором перманганата калия до двухатомных спиртов:



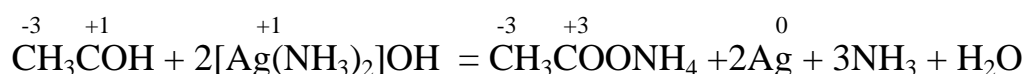
Признаком химической реакции является изменение фиолетово-малиновой окраски перманганата калия на бурую за счет образования диоксида марганца.

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



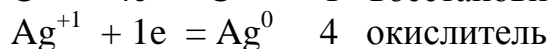
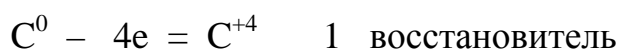
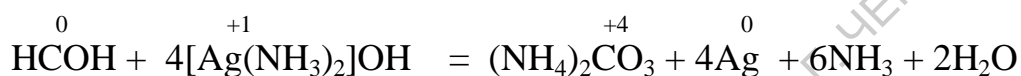
Признаком данной химической реакции является изменение фиолетово-малиновой окраски раствора перманганата калия на бесцветную за счет образования ионов марганца (II).

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 ( $\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_3$ ) и образовавшаяся карбоновая кислота нейтрализуется аммиаком с образованием аммонийной соли карбоновой кислоты.

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



### Алканы (предельные углеводороды)

Алканы – общая формула гомологического ряда  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ; предельные углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой одинарной сигма-связью; содержат в молекуле максимально возможное число атомов водорода.

#### Опыт 1.1. Получение и горение метана.

В сухую пробирку поместите смесь, состоящую из безводного ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и прокаленного гидроксида натрия  $\text{NaOH}$  (1:2), приблизительно 1/3 пробирки. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепите пробирку в пробиркодержателе или в штативе с небольшим наклоном в сторону пробки. При нагревании из пробирки сначала выделяется воздух, а потом выделяется метан. Подожгите выделяющийся метан. Отметьте ваши наблюдения.

**Опыт 1.2.** Отношение метана к раствору перманганата калия и бромной воде.

Метан, полученный в опыте 1.1. пропустите через раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ , а затем в раствор бромной воды ( $\text{Br}_2$  р-р). Отметьте ваши наблюдения.

#### Опыт 1.3. Горение жидких предельных углеводородов.

Налейте в фарфоровую чашку 1-2 мл гексана. Подожгите. Сравните процессы горения метана и гексана.

#### Знать:

- понятия углеродная цепь, изомерия, гомологический ряд, гомологи;

- типы гибридизации атомных орбиталей атома углерода;
- ковалентная неполярная и полярная связь;
- структурная формула;
- основные способы получения алканов.

#### **Уметь:**

- определять тип гибридизации атомных орбиталей углерода в алканах;
- составлять структурные формулы изомеров класса алканов;
- составлять схемы реакций с участием алканов: галогенирования, нитрования, изомеризации, термического разложения, горения;
- составлять названия веществ и по названию составлять структурные формулы;
- решать типовые задачи на определение состава алканов.

### **Алкены**

*Алкены – непредельные углеводороды, общая формула гомологического ряда  $C_nH_{2n}$ ; в молекулах которых два атома углерода связаны двойной связью. Двойная связь в алкенах изображается двумя черточками, однако не является удвоенной простой связью, а представляет собой комбинацию из двух связей – одной  $\sigma$ -и одной  $\pi$ -связи.  $\pi$ -связь менее прочная, она в первую очередь подвергается действию химических реагентов.*

#### **Опыт 2.1. Получение этилена.**

Поместите в сухую пробирку смесь, состоящую из 96% этилового спирта и концентрированной серной кислоты (1:2) объемом 4-5 мл. В реакционную смесь помещают несколько кипелок (кипятильников) для равномерного кипения. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и хлоркальциевой трубкой (заполненной прокаленным гидроксидом натрия) для поглощения воды. Пробирку с реакционной смесью нагрейте в пламени горелки, соблюдая, чтобы ее не перебросило в хлоркальциевую трубку.

Выделяющийся газ – этилен используйте для изучения его химических свойств.

#### **Опыт 2.2. Взаимодействие этилена с бромной водой.**

Пропустите выделяющийся этилен через раствор бромной воды. Обратите внимание на изменение окраски раствора.

#### **Опыт 2.3. Взаимодействие этилена с раствором перманганата калия.**

Пропустите выделяющийся этилен через водный раствор перманганата калия. Обратите внимание на изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса.

**Опыт 2.4.** *Взаимодействие этилена с раствором перманганата калия в кислой среде.*

Поместите в пробирку 2-3 мл разбавленного раствора перманганата калия, добавьте разбавленной серной кислоты и пропустите этилен. Какие отличия в характере протекания процесса можно отметить? Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса.

**Опыт 2.5.** *Горение этилена.*

Подожгите этилен, выделяющийся из газоотводной трубки. Сравните процесс горения этилена с горением предельных углеводородов.

**Опыт 2.6.** *Свойства жидких алкенов.*

Проведите аналогичные реакции с керосином или бензином (в их состав входят различные непредельные углеводороды). *Особенность: раствор брома приготовьте, используя в качестве растворителя тетрагидрофуран и реакцию взаимодействия проведите, при нагревании на водяной бане!*

Для составления уравнений реакций, используйте пентен-2.

*Наличие двойной связи в молекулах алкенов делает эти соединения химически активными. Алкены вступают в реакции присоединения (гидрирования, гидратации, галогенирования, гидрогалогенирования), изомеризации, окисления и полимеризации.*

**Знать:**

- типы гибридизации атомных орбиталей атомов углерода в молекулах алкенов;
- виды изомерии для алкенов;
- правило Марковникова для несимметричных алкенов;
- реакции присоединения с участием алкенов;
- основные способы получения алкенов.

**Уметь:**

- определять типы гибридизации атомов углерода в молекуле алкенов;
- составлять формулы изомеров (углеродного скелета, положения кратной связи, геометрических и межклассовых);
- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу;
- составлять уравнения химических превращений с участием алкенов и указанием условий проведения реакций.

## Алкины

*Алкины – непредельные углеводороды, в молекулах у которых два атома углерода связаны тройной связью, состоящей из одной сигма - и двух*

пи-связей. Атомы углерода, образующие тройную связь, имеют sp-гибридизацию атомных орбиталей. Алкины еще более непредельные соединения, чем алкены. Общая формула гомологического ряда  $C_nH_{2n-2}$

**Опыт 3.1.** *Получение ацетилена и его горение.*

Поместите в пробирку небольшое количество карбида кальция  $CaC_2$  и прилейте воды. Сразу же закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся ацетилен подожгите. Отметьте различия процессов горения алканов, алкенов и алкинов.

**Опыт 3.2.** *Взаимодействие ацетилена с бромной водой.*

Выделяющийся ацетилен пропустите через насыщенную бромную воду.

Одинаково ли происходит процесс взаимодействия этилена и ацетилена с бромной водой?

**Опыт 3.3.** *Взаимодействие ацетилена с водным раствором перманганата.*

Поместите в пробирку слабощелочной раствор перманганата калия и пропустите ацетилен. Обратите внимание на происходящие изменения.

**Опыт 3.4.** *Получение ацетиленида серебра.*

Поместите в пробирку разбавленный раствор нитрата серебра, прилейте водный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале оксида серебра. Через полученный раствор аммиачного комплекса серебра пропустите ацетилен и наблюдайте образование осадка.

Образовавшийся осадок отфильтруйте и высушите между листами фильтровальной бумаги, поместите его на асбестовую сетку и осторожно нагрейте (тяга и защитные очки)!

Остатки ацетиленида уничтожают раствором соляной кислоты (1:4).

*Алкины вступают в реакции присоединения (гидрирования, галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации), замещения (образование ацетиленидов, замещение атома водорода при углероде с тройной связью на металл), изомеризации, полимеризации и окисления.*

**Знать:**

- типы гибридизации атомных орбиталей углерода в молекулах алкинов;
- виды изомерии для алкинов;
- правило Марковникова, правило Зайцева;
- основные свойства алкинов (реакции присоединения, замещения, полимеризации, окисления);



- знать основные способы получения алкинов в лаборатории и промышленности.

**Уметь:**

- определять типы гибридизации различных атомов углерода в молекуле алкинов;

- составлять формулы изомеров (углеродного скелета, положения кратной связи и межклассовых);

- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу ;

- составлять уравнения химических превращений с участием алкинов и указанием условий проведения реакций;

- составлять схемы реакций получения алкинов;

- составлять уравнения реакций, отражающих взаимосвязь между изученными классами органических соединений.

### Спирты

*Спирты – производные углеводов, в молекулах которых один или несколько водородных атомов замещены на соответствующее число гидроксильных групп - OH. Число гидроксильных групп определяет его атомность. Наличие гидроксильной группы увеличивает растворимость вещества в воде и уменьшает в неполярных растворителях по сравнению с соответствующим углеводородом. Предельные одноатомные спирты имеют общую формулу  $C_nH_{2n+1}OH$ ; двухатомные -  $C_nH_{2n}(OH)_2$ ; трехатомные -  $C_nH_{2n-1}(OH)_3$*

**Опыт 4.1.** Растворимость спиртов в воде, их отношение к индикаторам и горение.

а) Налейте в 4 пробирки небольшое количество воды (2-3 мл) и добавьте по каплям различные спирты: этиловый, бутиловый, амиловый, глицерин. Интенсивно перемешайте содержимое пробирок встряхиванием.

Сделайте вывод о растворимости спиртов в воде. Имеются ли различия в поведении спиртов?

б) С помощью универсальной индикаторной бумаги (или фенолфталеина и лакмуса) исследуйте среду спиртовых растворов. Укажите значение pH растворов.

в) В фарфоровые чашки налейте по 1-2 мл спиртов и подожгите их с помощью лучинки. Оцените различия в характере горения исследуемых спиртов.

**Опыт 4.2.** Окисление этилового спирта.

а) Поместите в пробирку 1-2 мл хромовой смеси и добавьте несколько капель этилового спирта, Обратите внимание на изменение окраски содержимого пробирки. Составьте уравнение реакции, используя метод электронного баланса.

б) Поместите в пробирку 2-3 мл этилового спирта и с помощью спирали из медной проволоки, закрепленной в пробке и нагретой в пламени горелки, проведите окисление этилового спирта.

в) Поместите в пробирку этиловый спирт и добавьте 1-2 кристаллика перманганата калия. Нагрейте раствор. Каковы признаки реакции?

**Опыт 4.3.** *Качественная реакция на многоатомные спирты.*

Получите гидроксид меди по реакции обмена сульфата меди с избытком гидроксида натрия. К образовавшемуся осадку добавьте несколько капель глицерина.

Напишите уравнение реакции образования гликолята меди.

*Свойства спиртов обусловлены наличием функциональных групп ОН. Проявляют двойственные свойства: реакции гидроксильного водорода (кислотные свойства, очень слабые) и реакции гидроксильной группы. Предельные спирты вступают в реакции образования алколюлятов (со щелочными металлами), простых и сложных, галогенопроизводных и непредельных углеводородов. При окислении первичные спирты образуют альдегиды; вторичные – кетоны. Третичные - устойчивы к действию окислителей. Двух- и трехатомные спирты (многоатомные) взаимодействуют с гидроксидами металлов (качественная реакция – взаимодействие со свежеполученным гидроксидом меди) с образованием гликолятов и глицератов.*

**Знать:**

- типы гибридизации атомных орбиталей углерода в молекулах спиртов;
- виды изомерии для спиртов;
- основные свойства спиртов (реакции замещения, дегидратации, окисления, комплексообразования для многоатомных спиртов);
- знать основные способы получения спиртов.

**Уметь:**

- определять типы гибридизации различных атомов углерода в молекуле спиртов;
- составлять формулы изомеров (углеродного скелета, положения функциональной группы, межклассовых);

- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу;
- составлять уравнения химических превращений с участием спиртов и указанием условий проведения реакций;
- составлять схемы реакций получения спиртов;
- составлять уравнения реакций, отражающих взаимосвязь между изученными классами органических соединений.

### Альдегиды

Альдегиды – производные углеводов, в молекулах которых имеется альдегидная группа: - СНО. Нумерация углеродной цепи начинается с углеродного атома альдегидной группы (эта группа всегда находится в начале цепи), изомерия определяется строением углеродной цепи. Общая гомологическая формула альдегидов:  $C_nH_{2n+1}CHO$  или  $C_nH_{2n}O$  (общая формула альдегидов и кетонов, межклассовых изомеров). Атом кислорода в альдегидной группе обладает большей электроотрицательностью, чем атом углерода.

#### Опыт 5.1. Реакция «серебряного зеркала»

Для проведения этой реакции можно использовать раствор формальдегида, муравьиной кислоты, раствор глюкозы – вещества, содержащие в своем составе альдегидную группу.

**Особенность!** Реакцию «серебряного зеркала» проводят в тщательно вымытой пробирке. Для этого в пробирку налейте 4-5 мл 10% раствора щелочи или азотной кислоты и прокипятите, затем прокипятите с дистиллированной водой.

В подготовленной таким образом пробирке приготовьте раствор аммиачного комплекса серебра  $[Ag(NH_3)_2]OH$  и прибавьте несколько капель раствора исследуемого вещества. Содержимое пробирки нагрейте, не доводя до кипения и без перемешивания.

#### Опыт 5.2. Окисление альдегидов гидроксидом меди.

Поместите в пробирку 1-2 мл раствора исследуемого вещества, прилейте разбавленный раствор гидроксида натрия, а затем при встряхивании по каплям добавьте разбавленный раствор сульфата меди до появления характерного осадка гидроксида меди. Полученную смесь нагрейте в пламени горелки и наблюдайте происходящие превращения.

#### Опыт 5.3. Пиролиз ацетата кальция.

Поместите в сухую пробирку безводный ацетат кальция, закройте ее пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки поместите в пробирку с дистиллированной водой. Нагрейте пробирку с ацетатом кальция в пламени

горелки и наблюдайте сначала плавление, а затем разложение вещества. *Альдегиды и кетоны, имея поляризованную карбонильную группу (атом углерода –  $sp^2$ -гибридизация; связь углерод – кислород двойная, состоит из одной сигма- и одной пи-связи) вступают в реакции присоединения и замещения (по карбонильной группе), окисления и полимеризации (для альдегидов).*

**Знать:**

- типы гибридизации атомов углерода в молекулах спиртов;
- виды изомерии для спиртов;
- основные свойства спиртов (реакции замещения, дегидратации, окисления, комплексообразования для многоатомных спиртов);
- знать основные способы получения спиртов.

**Уметь:**

- определять типы гибридизации атомных орбиталей различных атомов углерода в молекуле спиртов;
- составлять формулы изомеров (углеродного скелета, положения функциональной группы, межклассовых);
- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу;
- составлять уравнения химических превращений с участием спиртов и указанием условий проведения реакций;
- составлять схемы реакций получения спиртов;
- составлять уравнения реакций, отражающих взаимосвязь между изученными классами органических соединений.

### **Карбоновые кислоты**

*Карбоновые кислоты – производные углеводородов, в молекулах которых содержится одна или несколько карбоксильных групп –  $COOH$ . Атом углерода в карбоксильной группе имеет  $sp^2$ -гибридизацию атомных орбиталей. Эта группа полярна и обуславливает умеренную растворимость в воде. Связь между атомом кислорода и водородом в карбоксильной группе значительно слабее, чем в спиртах. Водород карбоксильной группы обуславливает кислотные свойства вещества. Число карбоксильных групп в молекуле кислоты определяет ее основность. Чем больше карбоксильных групп в составе вещества, тем сильнее выражены кислотные свойства. Общая формула предельных карбоновых одноосновных кислот  $C_nH_{2n+1}COOH$ . К высшим карбоновым кислотам относятся кислоты, в радикале которых содержится более 10 углеродных атомов. Чем длиннее углеродная цепь в радикале, тем слабее кислотные свойства*

вещества. Карбоновые кислоты образуют димеры с помощью двух водородных межмолекулярных связей между атомом кислорода одной молекулы и водородом гидроксильной группы другой молекулы.

**Опыт 6.1.** *Растворимость предельных карбоновых кислот в воде и этиловом спирте*

Поместите в 4 пробирки небольшое количество муравьиной, уксусной, масляной и стеариновой кислот. Добавьте по 3-4 мл дистиллированной воды. Содержимое пробирки перемешайте. Проверьте отношение смесей к нагреванию.

Поместите в 4 пробирки исследуемые кислоты и исследуйте их отношение к этиловому спирту.

**Опыт 6.2.** *Сравнение рН (силы) водных растворов карбоновых и минеральных кислот.*

Для проведения исследования используйте растворы одинаковой концентрации (моль/л). На полоски универсальной индикаторной бумаги поместите по капле растворов исследуемых кислот (муравьиной, уксусной, масляной, стеариновой и соляной). Сравните окраску со стандартной шкалой и сделайте вывод о силе исследуемых кислот.

**Опыт 6.3.** *Окисление муравьиной кислоты.*

В составе муравьиной кислоты имеется альдегидная группа, поэтому кислота, ее соли и сложные эфиры муравьиной кислоты легко вступают в реакцию окисления.

а) Приготовьте раствор аммиачного комплекса серебра  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ . Добавьте к нему раствор любого имеющегося вещества, например муравьиной кислоты, и нагрейте, не доводя до кипения без перемешивания.

б) Поместите в пробирку 0,5-1 мл муравьиной кислоты, добавьте разбавленный раствор серной кислоты для создания среды раствора и прилейте водный раствор перманганата калия. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и конец трубки опустите в пробирку с известковой водой. Содержимое пробирки с исследуемой смесью закрепите в пробиркодержателе и нагрейте в пламени горелки. Обратите внимание на изменение окраски исследуемой смеси и признаки химических превращений в пробирке с известковой водой. Напишите необходимые уравнения реакций.

**Опыт 6.4.** *Кислотные свойства карбоновых кислот.*

а) Поместите в пробирку небольшое количество твердого гидрокарбоната натрия  $\text{NaHCO}_3$  и прилейте раствор разбавленной уксусной кислоты.

б) Поместите в пробирку порошок или стружку магния и прилейте разбавленной уксусной кислоты.

в) Поместите в пробирку порошок свежеполученного оксида меди  $\text{CuO}$  и прилейте раствор разбавленной уксусной кислоты и нагрейте в пламени горелки.

г) Поместите в пробирку раствор ацетата натрия и прилейте раствор хлорида железа (III). Содержимое пробирки нагрейте и наблюдайте изменения, обусловленные образованием гидроксоацетата железа (III).

**Опыт 6.5.** *Свойства бензойной кислоты.*

Поместите в пробирку небольшое количество твердой бензойной кислоты. Налейте воды и перемешайте. Затем нагрейте содержимое пробирки в пламени горелки. Полученный раствор охладите. Сделайте вывод о зависимости растворимости бензойной кислоты от температуры. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите кислотность среды раствора бензойной кислоты.

**Опыт 6.6.** *Получение и свойства высших карбоновых кислот.*

Приготовьте водный раствор мыла – 1 г мыльной стружки и 8-10 мл дистиллированной воды.

а) Поместите в пробирку 1-2 мл водного раствора мыла и прилейте разбавленный раствор серной кислоты. Наблюдайте выпадение нерастворимых в воде высших карбоновых кислот.

б) Поместите 1-2 мл водного раствора мыла и добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина.

в) Поместите в 3 пробирки по 1-2 мл водного раствора мыла и прилейте в 1 – раствор хлорида кальция. 2- раствор ацетата свинца, в 3 – раствор сульфата меди (II).

К осадку кальциевого мыла прилейте разбавленный раствор соляной кислоты. Наблюдайте происходящие превращения.

К осадку свинцового мыла при добавлении разбавленной соляной кислоты происходят аналогичные превращения. Медное мыло разлейте на 3 пробирки. Прилейте в 1 – разбавленный раствор соляной кислоты.

2 - пробирку нагрейте и наблюдайте плавление медного мыла и образование изумрудно-зеленого кольца. 3 - пробирку прилейте небольшое количество керосина и встряхните полученную смесь. Над поверхностью водного слоя

образуется изумрудно-зеленое кольцо керосинового раствора медного мыла.

### **Опыт 6.7. Гидролиз аспирина (ацетилсалициловой кислоты).**

Растворите небольшое количество аспирина в воде. Разделите полученный раствор на 2 части. Один раствор нагрейте в пламени горелки и прокипятите в течение 3 мин. Охладите. Затем в каждую пробирку налейте несколько капель раствора хлорида железа (III). Обратите внимание на признаки протекающих превращений.

*Карбоновые кислоты образуют соли, сложные эфиры (при взаимодействии со спиртами), ангидриды, галогенангидриды. Соли карбоновых кислот – ионные вещества.*

#### **Знать:**

- типы гибридизации атомов углерода в молекулах карбоновых кислот
- виды изомерии для карбоновых кислот
- классификацию карбоновых кислот по основности
- общие кислотные свойства карбоновых кислот (за счет атома водорода в карбоксильной группе)
- свойства карбоновых кислот (реакции замещения атомов водорода в радикале, дегидратация, окисление, реакция этерификации)
- знать основные способы получения предельных карбоновых одноосновных кислот

#### **Уметь:**

- определять типы гибридизации атомных орбиталей различных атомов углерода в молекуле кислот
- составлять формулы изомеров (углеродного скелета, положения функциональной группы, межклассовых)
- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу
- составлять уравнения химических превращений с участием кислот и указанием условий проведения реакций
- составлять схемы реакций получения кислот
- составлять уравнения реакций, отражающих взаимосвязь между изученными классами органических соединений

### **Сложные эфиры**

*Сложные эфиры – производные карбоновых кислот, в молекулах которых атом водорода карбоксильной группы замещен на углеводородный радикал. Жиры представляют собой смесь полных сложных эфиров трехатомного спирта – глицерина и высших монокарбоновых кислот. Сложные эфиры могут быть образованы и минеральными неорганическими кислотами.*

### **Опыт 7.1. Растворимость жиров и масел.**

В 4 пробирки поместите по 2-3 капли подсолнечного нерафинированного масла и добавьте по 2 мл следующие растворители:

- дистиллированная вода
- этиловый спирт
- бензин
- хлороформ.

### **Опыт 7.2. Определение непереносимости растительного масла.**

а) Поместите в пробирку небольшое количество растительного масла и прилейте насыщенный раствор бромной воды. Содержимое пробирки тщательно перемешайте. Укажите признаки происходящих превращений.

б) Поместите в пробирку 2-3 капли растительного масла, прилейте небольшое количество раствора карбоната натрия и водный раствор перманганата калия (среда раствора слабо щелочная, близка к нейтральной). Укажите признаки происходящих превращений и напишите необходимые уравнения реакций.

*Сложные эфиры органических кислот вступают в реакцию гидролиза (омыления) и восстановления. При гидролизе молекула сложного эфира разрушается и образуется кислота и спирт, из которых был получен сложный эфир. Жиры непереносимых кислот могут гидрироваться и окисляться.*

#### **Знать:**

- типы гибридизации атомов углерода в молекулах сложных эфиров
- виды изомерии для сложных эфиров
- виды классификации сложных эфиров
- общие свойства сложных эфиров (гидролиз и гидрирование)
- знать основные способы получения сложных эфиров
- области применения сложных эфиров

#### **Уметь:**

- определять типы гибридизации атомных орбиталей различных атомов углерода в молекуле эфира
- составлять формулы изомеров
- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу
- составлять уравнения химических превращений с участием эфиров и указанием условий проведения реакций
- составлять схемы реакций получения эфиров
- составлять уравнения реакций, отражающих взаимосвязь между изученными классами органических соединений



## Аминокислоты

*Аминокислоты – производные углеводов, в молекулах которых содержатся одновременно карбоксильная и аминогруппа. Аминокислоты – производные карбоновых кислот, в молекуле которых атом водорода в углеводородном радикале замещен на аминогруппу.*

**Опыт 8.1.** *Отношение аминокислот к индикаторам.*

В 3 пробирки налейте раствор аминокислоты (глицина) и в каждую прилейте индикатор: 1- метилоранжевый, 2 – лакмус, 3 – фенолфталеин. Окраска индикаторов не изменяется. Объясните отсутствие изменения окраски.

**Опыт 8.2.** *Комплексообразование аминокислот.*

В пробирку поместите небольшое количество свежеполученного гидроксида меди, прилейте раствор глицина и наблюдайте образование сине-фиолетовой окраски раствора. Содержимое пробирки разлейте на 2 части.

1 – исследуйте отношение к раствору щелочи. Прилейте разбавленный раствор гидроксида натрия. Происходит ли образование гидроксида меди?

2 - раствор охладите в стакане со льдом. Наблюдайте образование кристаллов труднорастворимой соли меди с глицином. Для ускорения процесса кристаллизации стенку пробирки потирают стеклянной палочкой.

*Для аминокислот характерны двойственные свойства - кислотные и основные. Аминогруппа –  $\text{NH}_2$  обуславливает проявление основных свойств; карбоксильная группа –  $\text{COOH}$  отвечает за кислотные свойства. В водном растворе аминокислоты находятся в виде внутренней соли – биполярного иона (иона с двумя противоположными зарядами).*

**Знать:**

- виды изомерии для аминокислот;
- виды классификации аминокислот;
- общие свойства аминокислот (амфотерность) и поликонденсация (получение полипептидов);
- знать основные способы получения аминокислот;
- области применения аминокислот.

**Уметь:**

- составлять формулы изомеров аминокислот;
- по структурной формуле вещества составлять название и, наоборот, по названию составлять структурную формулу;
- по структурной формуле вещества предсказывать свойства аминокислот;

- составлять уравнения химических превращений с участием аминокислот и указанием условий проведения реакций;
- составлять схемы реакций получения аминокислот;
- составлять уравнения реакций, отражающих взаимосвязь между изученными классами органических соединений.

### **Белки**

*Белки – высокомолекулярные природные биополимеры, выполняющие основные биологические функции. Биологические свойства и функция белка непосредственно зависят от последовательности расположения остатков аминокислот в полипептидной цепи и от конфигурации белковой молекулы.*

*Структура белков:*

- первичная определяет порядок чередования остатков аминокислот в макромолекуле белка;
- вторичная определяет способ пространственной упаковки полипептидной цепи;
- третичная определяет конфигурацию, которую принимает в пространстве закрученная в спираль полипептидная цепь;
- четвертичная определяет способ пространственной организации нескольких полипептидных макромолекул.

#### **Опыт 9.1. Биуретовая реакция.**

Окрашивание щелочного раствора белка в ярко-фиолетовый цвет при добавлении соли меди. Поместите в пробирку несколько капель водного раствора куриного белка и добавьте небольшое количество свежеполученного гидроксида меди до появления фиолетовой окраски или соли меди с последующей добавкой щелочи.

#### **Опыт 9.2. Ксантопротеиновая реакция**

Образование желтого окрашивания белка при добавлении к нему концентрированной азотной кислоты. Внесите в пробирку несколько капель водного раствора куриного белка. Добавьте такое же количество концентрированной азотной кислоты. Нагрейте пробирку до появления окраски.

#### **Знать:**

- структуру белков: первичную, вторичную, третичную и четвертичную
- биологические свойства и функции белка
- цветные качественные реакции на белки

#### **Уметь:**

- составлять формулы простейших полипептидов, образующихся в результате поликонденсации индивидуальных аминокислот

- составлять уравнения реакции гидролиза простейших полипептидов
- оценивать комплексообразующие свойства на примере взаимодействия со свежеполученным гидроксидом меди

### Моносахариды

Углеводы – органические соединения, содержащие в молекулах одновременно альдегидную или кетонную группу и несколько спиртовых (гидроксильных) групп. Моносахариды –  $C_6H_{12}O_6$ ; образуют простые и сложные эфиры, при восстановлении переходят в шестиатомные спирты, легко окисляются. Подвергаются брожению: спиртовому, молочнокислому. Из двух молекул моносахаридов состоят дисахариды. Общая формула  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Полисахариды – крахмал и целлюлоза, общая формула  $(C_6H_{10}O_5)_n$  /

**Опыт 10.1.** Реакция на многоатомные спирты.

Глюкоза – многоатомный спирт. Вступает в реакцию, характерную для многоатомных спиртов. В пробирку со свежеполученным гидроксидом меди (II) добавьте раствор глюкозы и перемешайте до образования синего раствора. Реакцию взаимодействия проводите без нагревания!

**Опыт 10.2.** Окисление глюкозы гидроксидом меди (II)

Нагрейте верхнюю часть раствора, полученного в предыдущем опыте, и наблюдайте образование осадка характерного оранжево-красного цвета.

Особенность! При избытке гидроксида меди возможно образование оксида меди (II) черного цвета. При недостатке гидроксида меди возможно осмоление избытка глюкозы, с образованием веществ, которые маскируют реакцию.

### Качественные реакции на некоторые органические вещества

Вещество	Реактив	Признаки реакции
Этилен $C_2H_4$	Раствор $KMnO_4$ (водн)	Обесцвечивание раствора, образование $CH_2OH-CH_2OH$
	$Br_2$ (р-р)	Обесцвечивание раствора
Этанол	Прокаленная медная проволока( $CuO$ )	Образование $Cu$ , выделение паров альдегида $CH_3CHO$
	$I_2 + NaOH(Na_2CO_3)$	Образование <b>желтого</b> осадка иодоформа $CHI_3$ при нагревании
Глицерин	Свежеполученный $Cu(OH)_2$	Образование <b>ярко-синего</b> раствора глицерата меди
Фенол	Раствор $FeCl_3$	Образование раствора <b>фиолетового цвета</b> с запахом гуаши

Формальдегид	Аммиачный раствор оксида серебра $\text{Ag}_2\text{O}$ или $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Образование «серебряного зеркала», $\text{Ag}$
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование <b>желто-красного</b> осадка $\text{Cu}_2\text{O}$ при нагревании
	Раствор $\text{KMnO}_4$ (водн)	Обесцвечивание раствора, выделение газа $\text{CO}_2$
Муравьиная кислота	<b>Лакмус</b>	Раствор <b>красного</b> цвета
	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Выделение газа $\text{CO}_2$
	Раствор $\text{KMnO}_4$ (кисл)	Обесцвечивание раствора, выделение газа $\text{CO}_2$
Уксусная кислота	Лакмус	Раствор <b>красного</b> цвета
	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Выделение газа $\text{CO}_2$
Олеиновая кислота	$\text{Br}_{2(\text{p-p})}$	Обесцвечивание раствора
	Раствор $\text{KMnO}_4$ (кисл)	Обесцвечивание раствора
Раствор мыла	<b>Фенолфталеин</b>	Образование раствора малинового цвета
	$\text{H}^+$ (кислая среда)	Выделение белых хлопьев стеариновой кислоты
Глюкоза	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Без нагревания – образование <b>ярко-синего</b> раствора. При нагревании – образование <b>желто-красного</b> осадка $\text{Cu}_2\text{O}$
Крахмал	$\text{I}_2$ (раствор)	Появление <b>синего</b> окрашивания
Анилин	$\text{Br}_{2(\text{p-p})}$	Образование <b>белого</b> осадка триброманилина
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{H}^+$	Появление <b>черного</b> окрашивания, выделение газа
Белок	$\text{HNO}_3$	Образование <b>желтого</b> осадка
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование <b>фиолетового</b> раствора

### Некоторые именные реакции в органической химии

Название реакции	Описание реакции
Реакция <i>Вюрца</i>	Взаимодействие алкилгалогенидов с натрием
Реакция <i>Коновалова</i>	Нитрование алканов
Реакция <i>Кучерова</i>	Гидратация алкинов
Реакция <i>Зелинского</i>	Тримеризация ацетилена с образованием бензола
Реакция <i>Зинина</i>	Восстановление нитросоединений до аминов
Реакция <i>Лебедева</i>	Синтез бутадиена-1,3 из этанола

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.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

## 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. – М.: Дрофа, год
6. Габриелян О.С. Химия. 9 класс. – М.: Дрофа, год
7. Габриелян О.С. Химия. 10 класс. – М.: Дрофа, год
8. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. – М.: Дрофа, год
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. Химия: ГИА 2012: Контрольные тренировочные материалы для 9 класса с ответами и комментариями/ А.Н.Левкин, С.Е.Домбровская. – М.: СПб.: Просвещение, 2012. – 84 с.