

«ИННОВАЦИОННЫЕ КВЕСТ-ТЕХНОЛОГИИ НА УРОКАХ ХИМИИ»

Учебно-методическое пособие авторов М.И. Жуковой, В.В. Когарова печатается по решению учебно-методического совета ВГПУ.

Издание представляет собой описание разработанных уроков с использованием квест-технологий по химии в соответствии с ФГОС ООО второго поколения.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Данное учебно-методическое пособие «Инновационные квест-технологии на уроках химии» предназначено для студентов 3, 4, 5 курсов естественно-географического факультета, обучающихся по направлению 44.03.05 «Педагогическое образование», профили «Химия», «Экология» в рамках изучения дисциплины: «Инновационные технологии в химии», учителей и учеников общеобразовательных школ.

В пособии формируются следующие компетенции:

ОК-1: способность использовать основы философских и социально-гуманитарных знаний для формирования научного мировоззрения

ОК-3: способность использовать естественнонаучные и математические знания для ориентирования в современном информационном пространстве.

ПК-2: способность использовать современные методы и технологии обучения и диагностики.

ПК-3: способность решать задачи воспитания и духовно-нравственного развития обучающихся в учебной и внеучебной деятельности.

ПК-5: способность осуществлять педагогическое сопровождение социализации и профессионального самоопределения обучающихся.

С 2018-2019 учебного года предмет федеральной компетенции «Химия» осуществляется по программе ФГОС ООО второго поколения.

Цель нашего пособия – рассмотреть приблизительное содержание уроков с использованием инновационных технологий – квест-технологий. По ФГОС ООО предусматривается содержание уроков в виде типологической

(технологической) карты. В эту карту входят планируемые результаты, которые предусматривают формирование УУД (универсальных учебных действий).

По ФГОС ООО, планируемые личностные и метапредметные результаты обучения:

- *Личностные результаты обучения* – это осознание цели получаемых учащимися знаний; формирование дружеской атмосферы со сверстниками; осознание себя как субъекта учебного процесса; саморазвитие через познавательную активность; установление причинно-следственных связей; осознанный выбор темы сообщения, доклада, презентации; формирование самостоятельности и смелости, активной жизненной позиции; знание моральных норм и правил поведения в обществе.

- К *метапредметным результатам* можно отнести следующие:

- - уметь самостоятельно выделять познавательную цель и пути ее достижения;

- - развитие экологического мышления, умение применять его в профессиональной ориентации;

- - уметь совместно работать, делиться мыслями, слушать речь других товарищей, применять знания на практике, конспектировать основную информацию по заданному плану, отвечать конкретно на поставленные вопросы, решать учебные задачи;

- - умение воплощать свои мысли в деятельности, работать индивидуально и др.

Для того, чтобы происходило формирование УУД, необходимо использовать адекватные содержанию урока методы обучения. Главной целью разработанных уроков по химии в инновационных квест-технологиях является самостоятельное воспитание и развитие личности учащихся, через совокупность метапредметных результатов обучения, УУД, формируемых в процессе каждого урока по химии.

Универсальные учебные действия (УУД)

В соответствии с ФГОС ООО второго поколения в основной образовательной программе представлены четыре вида *УУД (универсальных учебных действий)*: личностные, коммуникативные, регулятивные и познавательные.

Личностные действия отражают систему ценностных ориентаций школьника, его отношение к различным сторонам окружающего мира.

Регулятивные действия обеспечивают учащимся способность организовывать свою учебно-познавательную деятельность.

Познавательные действия – общеучебные и логические действия (умение использования учебной информации, умение правильно и осознанно высказывать свои мысли устно и письменно, умение мыслить логически, сравнивать, сопоставлять, систематизировать, анализировать и др. умения).

Коммуникативные действия обеспечивают способность осуществлять продуктивное общение в совместной деятельности, проявляя толерантность в общении, соблюдая правила вербального и невербального поведения с учетом конкретной ситуации.

Формирование УУД в образовательном процессе определяется тремя взаимодополняющими положениями:

- формирование УУД как цель определяет содержание и организацию образовательного процесса;
- формирование УУД происходит в контексте усвоения разных предметных дисциплин и внеурочной деятельности;
- УУД могут быть сформированы на основании использования технологий, методов и приемов организации учебной деятельности, адекватных возрасту обучающихся.

Задача учителя состоит в том, чтобы научиться организовывать учебный процесс таким образом, чтобы освоение обучающимися основных понятий происходило одновременно с накоплением опыта действий, обеспечивающих развитие умения самостоятельно искать, находить и усваивать знания, т.е. компетенцию «научить учиться». Отбор содержания учебных предметов, определение форм и методов обучения – все это должно учитывать цели формирования конкретных видов УУД.

Каждый учебный предмет в зависимости от предметного содержания имеет определенные возможности для формирования УУД.

Уроки по ФГОС ООО второго поколения

Данная проблема «Уроки по ФГОС ООО второго поколения» является актуальной в наше время во всем современном образовательном пространстве. В настоящее время педагоги проводят свои занятия по химии с учащимися с элементами ФГОС ООО. То есть в течение урока, учитель дает один или несколько проблемных вопросов по теме, на которые ученики должны ответить. В случае затруднения, учитель разъясняет сложные моменты. Затем учащиеся, отвечая на вопросы, решают ту или иную проблему. Далее вместе с учителем дети подводят итоги урока (поурочные выводы). В конце урока проводится рефлексия для учащихся, в которую могут входить вопросы следующего характера: «Я понял и могу объяснить», «Мне нужна помощь в...», «В уроке мне понравилось», «В уроке мне не

понравилось» и т.д. Проблемные вопросы также могут решаться в виде проектной деятельности учащихся, а также их участия в конференциях, олимпиадах, химических турнирах и конкурсах. Данные уроки формируют универсальные учебные действия (УУД) учащихся, к которым относятся личностные, регулятивные, познавательные и коммуникативные действия.

Цели и задачи уроков по ФГОС ООО:

- 1) Формирование УУД (универсальных учебных действий) и метапредметных результатов обучения учащихся.
- 2) Достижение личностных и метапредметных результатов освоения основной образовательной программы.
- 3) Формирование умения самостоятельно работать на уроке.
- 4) Мотивировать учащихся на изучение курса «Химия».
- 5) Формирование практических умений и навыков в работе с учащимися путем использования квест-технологий по химии.

Содержание уроков по химии по ФГОС ООО

Данное учебно-методическое пособие необходимо для разработки новых квест-технологий с целью формирования метапредметных результатов обучения на уроках химии и теста диагностики метапредметных результатов и УУД.

В пособии представлены планы-конспекты, сценарии и типологические (технологические) карты уроков по химии в форме квест-технологии для более результативного формирования метапредметных результатов обучения и УУД на уроках химии.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ ПЛАН УРОКОВ В 9 КЛАССЕ

по учебнику «Химия» 9 класса Н.Е. Кузнецовой

№	Тема занятия	Количество часов	Тип урока	Форма на уроке
1	Общая характеристика неметаллов подгруппы кислорода.	1	Урок-квест	Индивидуально, в парах, в группах
2	Кислород и озон	1	Урок-квест	В микрогруппах
3	К. р. № 1 Растворы. Теория электролитической	1	Контрольная работа	В группах (по вариантам)

	диссоциации			
4	Сера-представитель VIA-группы. Аллотропия серы. Свойства и применение. Сероводород. Сульфиды	1	Урок-квест	В микрогруппах
5	Кислородсодержащие соединения серы (IV). Кислородсодержащие соединения серы (VI).	1	Урок-квест	В микрогруппах
6	Серная кислота: способы получения и применение. Свойства разбавленной серной кислоты. Свойства концентрированной серной кислоты.	1	Урок-квест с элементами комбинированного (традиционного урока)	Индивидуально, в парах, в группах
7	Мини-конференция Экология серы и ее соединений	1	Урок-квест. Мини-конференция	В микрогруппах
8	Викторина. Подгруппа кислорода и ее типичные представители	1	Урок-квест. Викторина	Индивидуально, в парах, в группах
9	Общая характеристика элементов подгруппы азота. Азот-представитель VA-группы.	1	Комбинированный урок с элементами ФГОС ООО	Индивидуально, в парах, в группах
10	Аммиак.	1	Урок-квест	Индивидуально, в парах, в группах

11	Соли аммония	1	Урок-квест	Индивидуально , в парах, в группах
12	Пр. р.№ 3. Получение аммиака и опыты с ним. Соли аммония	1	Практическая работа	Индивидуально , в парах, в группах, в микрогруппах
13	Несолеобразующие оксиды азота	1	Урок-квест	Фронтальный опрос

СОДЕРЖАНИЕ УРОКОВ В IX КЛАССЕ

Урок № 1. Общая характеристика неметаллов подгруппы кислорода

Цель урока: изучить тему: «Общая характеристика элементов подгруппы кислорода» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

- 1) **Образовательная:** охарактеризовать элементы подгруппы кислорода на основании их положения в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и строения атомов; расширить знания учащихся о свойствах элементов VIA группы; познакомиться со свойствами элементов – простых веществ подгруппы кислорода.
- 2) **Воспитательная:** продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.
- 3) **Развивающая:** развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты:

Личностные:

- Учитель должен помочь учащимся использовать в их учебной деятельности естественнонаучное и химическое мышление для выбора стратегии мотивов поведения и действий, а также активности в качестве одной из ценностных установок.

Метапредметные:

- Учитель направляет учеников, чтобы они самостоятельно обнаруживали и формулировали проблему в классной и индивидуальной учебной деятельности, выдвигали версии решения проблемы, осознавали конечный результат, выбирали из предложенных, и искали самостоятельно средства достижения цели.

Предметные:

- Обучающиеся при поддержке учителя должны уметь анализировать, сравнивать, обобщать понятия: давать определение понятиям на основе изученного на различных предметах учебного материала.

УУД (универсальные учебные действия) учащихся:

1) К *личностным УУД* относятся:

- действия смыслообразования и нравственно-этического оценивания, реализуемые на основе ценностно-смысловой направленности учащихся, а также способности действовать в социальных ролях и межличностных отношениях.

2) К *регулятивным универсальным учебным действиям* относятся обеспечивающие организацию учебной деятельности:

- целеполагание;
- планирование;
- составление плана и последовательности действий.

3) К *познавательным универсальным учебным действиям учащихся* можно отнести такие действия, как *общеучебные*, включая знаково-символические;

логические;

действия постановки и решения проблем.

В число общеучебных действий входят:

- поиск и выделение необходимой информации;
- умение осознанно и произвольно строить речевое высказывание в устной и письменной форме.

Наряду с общеучебными, также выделяются *универсальные логические действия*:

- анализ объектов с целью выделения признаков (существенных, несущественных).

4) В состав *коммуникативных универсальных учебных действий* входят: -

- планирование учебного сотрудничества с учителем и сверстниками;
- постановка вопросов – инициативное сотрудничество в поиске и сборе информации.

Уважаемые ребята! Сегодня мы с вами попали в необычный город, олицетворяющий название подгруппы кислорода в Периодической системе

химических элементов Д.И. Менделеева (ребята дают название городу «VI A»). Предлагаю познавательное и увлекательное путешествие-соревнование по «городу». Разделимся на 2 команды. Победит та команда, которая лучше и быстрее пройдет маршрут. Учитель вам предоставит маршрутные листы с картой. Нанесенные на карту пункты-точки содержат вопросы и задания (ответы записываются в тетрадь). Надо пройти 4 пункта – «А», «Б», «В», «Г». Ребята, помните, что время нахождения на каждом пункте ограничено! (примерно 7 минут). Через 7 минут команды передвигаются по пунктам, меняясь местами, и отвечают на другие вопросы. Ученики решают проблему: «Подгруппа кислорода».

В каждой команде учитель разделяет обязанности между ее участниками: один ученик находит нужный материал, другой - выбирает главные факты при ответе на предложенные вопросы.

В заключение путешествия проведем викторину для закрепления знаний о новом для вас городе подгруппы «VIA». Каждой команде будет предложен свой вариант. Дана карта города «VIA».

Маршрутный лист № 1

№ п/п	Название пункта	Результат
1	«Б»	
2	«В»	
3	«Г»	
4	«А»	

- 1) Какие элементы относятся к VIA группе Периодической системы Д.И. Менделеева, какие из них относятся к халькогенам, и почему их так называют?
- 2) Расскажите об истории открытия элементов подгруппы кислорода и их свойствах.
- 3) Объясните, почему для кислорода не характерно проявление в соединениях степеней окисления +4 и +6.
- 4) Дайте сравнительную характеристику элементов подгрупп халькогенов и галогенов и укажите на закономерности изменения их свойств в подгруппе.
- 5) Составьте уравнения реакций серы, селена и теллура с кислородом и цинком. (SO_2 , ZnS , ZnTe , ZnSe , TeO_2 , SeO_2).

Дайте названия полученным веществам.

- 6) Напишите формулы и дайте названия и характеристику водородных соединений халькогенов. Как изменяются их свойства в VIA подгруппе?

- 7) Найдите сходство и различие в свойствах селена и брома, укажите их причины.
- 8) Раскройте позитивные биологические функции халькогенов и их негативное влияние на живые организмы, используя знания биологии и химии.

Маршрутный лист № 2

№ п/п	Название пункта	Результат
1	«А»	
2	«Б»	
3	«В»	
4	«Г»	

Даны такие же вопросы.

- **Пункт «А»**

К подгруппе кислорода (VI А-группе) периодической системы Д.И. Менделеева относятся элементы-неметаллы: кислород (O), сера (S), селен (Se), теллур (Te), а также металлический радиоактивный элемент – полоний. Элементы VI А-группы (главной подгруппы), а именно серу, селен и теллур, принято называть *халькогенами*. У атомов этих элементов сходное строение внешнего электронного слоя, на котором находится 6 валентных электронов, таким образом, еще определяется и сходство их химических свойств. Слово «халькогены» в переводе с греческого, означает «руды рождающие».

1. Кислород – O₂, газ без цвета, вкуса и запаха, тяжелее воздуха, мало растворим в воде, при t=-183⁰C сжижается (светло-голубого цвета), поддерживает дыхание и горение. Сильный окислитель. Открыт в 1774 году Джозефом Пристли.

Явление, когда один и тот же элемент образует несколько простых веществ, называют аллотропией.

O₂ и O₃–аллотропные видоизменения.

2. Сера – S имеет два аллотропных видоизменения:

S₈ ромбическая – или просто сера - хрупкое вещество желтого цвета, не растворима в воде и ею не смачивается, легкоплавка, не электропроводна и теплопроводна. В узлах ее кристаллической решетки находятся циклические восьмиатомные молекулы типа «корона».

Сера (S) пластическая – темного цвета, растягивается и сжимается как резина. Получают из S обычной нагреванием до t=444⁰C и последующим охлаждением. Точное время открытия серы не установлено, этот элемент использовался до нашей эры, а значит, знаком людям с древнейших времён.

3. Селен – в чистом виде Se - твердое вещество серого цвета с металлическим отсветом, ядовит. Способен заменять серу при построении белковых молекул растений, при употреблении в пищу которых переходит в организм животных и человека. По свойствам похож на серу. Используется при вулканизации каучука (для получения резины), для изготовления выпрямителей переменного тока, в стекольной промышленности для обесцвечивания стекол. Se (селен) открыт в 1817 г. Берцеллиусом.

4. Теллур – Te - неметалл, по внешнему виду напоминает металл, твердое кристаллическое вещество коричневого цвета с металлическим блеском, проводит электрический ток. Применяется в производстве свинцовых кабелей. Соединения теллура ядовиты, с ужасным непереносимым запахом. Постепенно нервные окончания носа работающих с соединениями теллура, парализуются и перестают чувствовать этот запах, что приводит к отравлению. Теллур впервые был найден в 1782 году в золотоносных рудах Трансильвании горным инспектором Францем Йозефом Мюллером (впоследствии барон фон Райхенштейн), на территории Австро-Венгрии. В 1798 году Мартин Генрих Клапрот выделил теллур и определил важнейшие его свойства.

5. Полоний Po – металл, по внешнему виду похожий на никель, в 300 раз радиоактивнее урана. Свойства его почти не изучены. Po (полоний) открыт в 1898 году Марией Кюри

VI группа, главная подгруппа (A): O – кислород, S – сера, Se – селен, Te – теллур, Po – полоний.

В соединениях с водородом и металлами халькогены проявляют степень окисления -2 (H_2Se , ZnS), а в соединениях с активными металлами – обычно +4 и +6 (SeO_2 , SO_3 и др.).

Иная картина наблюдается у элементов 3-его и последующих периодов VIA-группы. Они проявляют высшую степень окисления, равную номеру группы (+6).

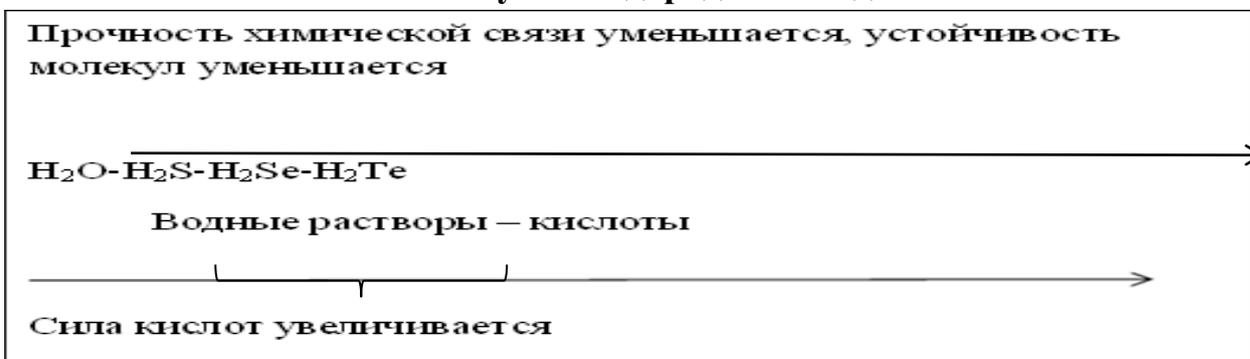
Пункт «Б»

- Элемент кислород способен окисляться только до степеней окисления -1 и -2 (самый сильный окислитель, не считая фтора). Для кислорода не типична степень окисления, равная номеру группы. Для него наиболее характерна степень окисления -2, кроме соединения с фтором $O^{+2}F_2^{-1}$. С кислородом и другими более активными неметаллами атомы элементов VIA-группы (кроме кислорода) проявляют степени окисления +2, +4 и +6, вступая во взаимодействия с ними как восстановители.

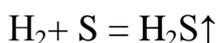
- Простые вещества, образованные халькогенами уступают в своей активности галогенам. Свойства этих элементов также находятся в

периодической зависимости от порядкового номера Z и номера периода, в котором находится элемент. Неметаллические свойства наиболее ярко выражены у кислорода и серы, селен и теллур проявляют их в меньшей степени, а полоний уже металл.

- Пункт «В»
- Изменения свойств летучих водородных соединений халькогенов



С водородом халькогены образуют летучие **водородные соединения** – халькогениды H_2R (H_2S , H_2Se , H_2Te):



Все они имеют отвратительный душливый запах и токсичны.

Водные растворы халькогенидов — кислоты. Свойства водородных соединений, несмотря на определенное их сходство, также закономерно изменяются в подгруппе с увеличением порядкового номера элемента (Z) и радиуса его атома.

«Пункт Г»

- Селен и бром – это соединения-неметаллы, которые имеют схожие свойства. Например, простые вещества реагируют с растворами щелочей; соединения $\text{Se}(-2)$ и $\text{Br}(-1)$ являются восстановителями, соответствующие водородные соединения H_2Se и HBr представляют собой газы, а их водные растворы являются кислотами; соединения в более высших степенях окисления проявляют кислотные свойства (например, H_2SeO_3 и HBrO_3).
- Халькогены и их соединения имеют большое значение для живых организмов. Особая роль в существовании жизни на Земле принадлежит кислороду, не только как самому распространенному элементу Земли, но и как сильнейшему природному окислителю. Кислород входит в состав таких жизненно важных неорганических и органических веществ, как вода, жиры, белки, углеводы. В клетках живых организмов содержится около 65 % кислорода. Кислород и его соединения незаменимы для поддержания жизни. Он играет важнейшую роль в процессах обмена веществ, в дыхании. Сера входит

в состав белков и аминокислот, содержащихся во всех животных тканях (особенно много серы содержится в волосах, шерсти, рогах, копытах). Соединения серы обнаружены в хрящах, костях, в желчи. Сера участвует в окислительно-восстановительных процессах организма. Вместе с тем повышенное содержание в окружающей среде таких соединений серы, как сероводород, сернистый газ и др., губительно действует на растения и животных. В отличие от серы, селен реже встречается в биологических системах. Вместе с тем он в микродозах обнаружен в большинстве растений. Недавно обнаружено, что в селене нуждаются человек и животные. Селен часто называют «элементом зрения», поскольку он входит в состав сетчатки глаза и влияет на остроту зрения. В глазах орла содержится в 100 раз больше селена, чем у человека. В концентрациях, намного превышающих потребности организма, селен, токсичен, его летучие соединения ядовиты и опасны для жизни.

Викторина по теме: «Общая характеристика элементов подгруппы кислорода».

ВАРИАНТ 1

1. К элементу, не входящему в VIA группу относится:
а) S; б) O; в) Se; г) Cr.
2. Кислород проявляет положительную степень окисления в соединении:
а) H_2O ; б) K_2SO_4 ; в) OF_2 ; г) CO_2
3. Чему равен максимальный объем озона, который можно получить из 3 л кислорода?
а) 3 л; б) 6 л; в) 22,4 л; г) 2 л.
4. Какова реакция получения кислорода из перманганата калия?
а) $H_2O = H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
б) $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$
в) $2HgO = 2Hg + O_2 \uparrow$
г) $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow$
5. Электроны в атоме распределяются следующим образом по энергетическим уровням (2e; 8e; 6e) в элементе:
а) сера; б) хлор; в) водород; г) кислород
6. Подгруппе какого химического элемента соответствует общая формула летучего водородного соединения H_2R : а) углерода; б) кислорода; в) фтора; г) азота.
7. Решите цепочку превращений: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$

ВАРИАНТ 2

1. Сера проявляет свою высшую степень окисления в соединении:
а) Na_2SO_3 ; б) Na_2S ; в) SO_2 ; г) **Na_2SO_4**
2. Озон и кислород – это
а) разные химические элементы;
б) одно и то же химическое вещество;
в) разные агрегатные состояния одного и того же вещества;
г) **аллотропные модификации одного и того же химического элемента**
3. Число электронных уровней у атома кислорода равно
а) **2**; б) 3; в) 4; г) 5
4. Распределение электронов по схеме (2e; 6e) соответствует:
а) хлору; б) сере; в) селену; г) **кислороду**
5. С разбавленной серной кислотой взаимодействует металл:
а) Cu; б) **Zn**; в) Ag; г) Au.
6. «Это вещество не растворимо в воде, но хорошо растворяется во многих органических растворителях» – данное высказывание относится к:
а) сернистой кислоте; б) серной кислоте;
в) **сероводороду**; г) сере.
7. Масса осадка, выделившегося при взаимодействии 100 г 10%-ного раствора серной кислоты с достаточным количеством раствора хлорида бария, равна
а) **23,3 г**; б) 23,8 г; в) 10 г; г) 233 г

Итоги

Подведем итоги урока-квеста по баллам:

1 команда – 4,25 баллов

2 команда – 4 балла

Победила 1-ая команда.

В заключение прохождения квеста, учитель с учащимися подводят итоги.

Учитель называет команду победителей.

Для закрепления материала проводит викторину.

Учащиеся делятся впечатлениями о прохождении «путешествия-соревнования», обсуждают, что получилось и не получилось в форме рефлексии.

В результате прохождения квеста было осуществлено взаимообучение учащихся.

Урок №2. Кислород. Озон

Цель урока: изучить тему: «Кислород. Озон» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: изучить строение, получение, физические и химические свойства, применение кислорода и его аллотропной модификации озона, рассмотреть круговорот кислорода в природе.

- **Воспитательная:** продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.
- **Развивающая:** развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты: личностные, метапредметные, предметные.

УУД (универсальные учебные действия) учащихся.

Ребята, на сегодняшнем уроке нам предстоит окунуться в атмосферу «фэнтези». На уроке решается проблема: «Кислород. Озон. Их роль на планете».

На нашу Землю прибыли «инопланетяне» с соседней планеты, на которой происходят экологические бедствия. Группа «пришельцев» получила задание от своего космического руководства изучить жизнь землян. Их секретная исследовательская миссия – мирная.

Представьте, что вы и есть эти «пришельцы». Вас забросили в лабораторию «Академии химических знаний», где необходимо добыть ценную научную информацию о химических элементах, которые являются важными во многих сферах жизни и деятельности человека и всех живых существ (аллотропные модификации) для предотвращения катастрофы на соседней планете. Космическое руководство разделило ваш отряд на 3 бригады.

Просто так добыть нужную информацию не получится – придется потрудиться.

Конверты с заданиями и номерами ячеек из Архива находятся в сейфе. Чтобы открыть сейф, вы должны назвать словесный код, олицетворяющий изучение важнейшего элемента в природе и не менее необходимой его аллотропной модификации («пришельцы» угадывают «код» от сейфа: «Кислород. Озон»). «Пришельцы», имейте в виду, что время работы с ячейками Архива ограничено (по 10 минут). Через 10 минут бригады отправляются к следующим ячейкам, меняясь местами, и выполняют другие задания.

Получив конверты с заданиями и номерами ячеек из Архива, «инопланетяне» начинают работать и записывать результаты деятельности в «блокнот» (тетрадь).

Пройдя все этапы, «пришельцы» «запаковывают» добытую информацию в «космическую капсулу» и отправляются к выходу из лаборатории, но дверь закрыта. Чтобы получить ключ от этой двери, необходимо выполнить еще итоговые задачи и задания (бригаде учитель дает карточки с заданиями для контроля знаний).

План-схема № 1

№ ячейки	Название ячейки	Результат
1	«Кислород»	
2	«Озон»	
3	«Круговорот кислорода в природе»	

Вопросы и задания

- 1) В чем заключается отличие химического элемента кислорода от других элементов VIA группы?
- 2) Объясните, в чем заключается высокая окислительная способность кислорода, подтвердите ответ уравнениями химических реакций.
- 3) Каковы способы получения кислорода в лаборатории и промышленности?
- 4) Рассмотреть основные отрасли применения кислорода.

- 5) Охарактеризуйте горение красного фосфора в кислороде, запишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите массовую долю кислорода в составе продукта этой реакции.
- 6) Объясните причину, в связи с чем, озон лучше кислорода растворяется в воде?
- 7) Рассказать об особенностях строения озона.
- 8) Опишите, каковы химические свойства и применение озона, приведите уравнения химических реакций.
- 9) Раскрыть понятие «озоновые дыры».
- 10) Какова роль озона в формировании озонового слоя.
- 11) На конкретных примерах с уравнениями химических реакций поясните, как происходит круговорот кислорода в природе.
- 12) Какую роль в круговороте кислорода играют растения, цианобактерии, животные, бактерии? Как используется кислород этими организмами?
- 13) Что такое фотосинтез? Написать уравнение химической реакции фотосинтеза.
- 14) Каково значение круговорота кислорода в природе?

План-схема № 2

№ ячейки	Название ячейки	Результат
1	«Круговорот кислорода в природе»	
2	«Озон»	
3	«Кислород»	

Вопросы и задания такие же, как и в предыдущей план-схеме

План-схема № 3

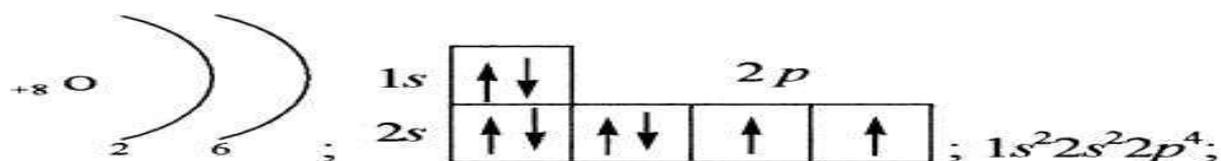
№ ячейки	Название ячейки	Результат
1	«Озон»	
2	«Кислород»	
3	«Круговорот кислорода в природе»	

Вопросы и задания такие же, как и в предыдущей план-схеме

Ячейка № 1. Кислород

Кислород – самый распространенный из элементов нашей планеты и наиболее легкий элемент VIA-группы. Кислород входит в состав разнообразных горных пород (гранитов, гнейсов, известняков, сланцев, песка и др.). В воде содержится 88,9 % кислорода (по массе). Кислород как химический элемент является составной частью тела человека, животных и растений. Кроме того, кислород как составная часть воздуха необходим для дыхания живых организмов, его отсутствие в течение нескольких минут вызывает гибель организма.

Кислород – это элемент второго периода, VIA группы (главной подгруппы).
Электронное строение его атома:



Физические свойства кислорода

Атом кислорода – наиболее легкий, имеет самый малый радиус (0,6 нм) из атомов элементов этой группы, высокое значение энергии ионизации (1313 кДж/моль), большое сродство к электрону (142 кДж/моль), что обеспечивает кислороду свойство *окислителя*. Высокое значение общей электроотрицательности ОЭО (3,5) позволяет атому кислорода оттягивать на

себя общие электронные пары от атомов других элементов, поэтому он образует ковалентные полярные связи с атомами других элементов.

Молекулярный кислород O_2 – газ без цвета и запаха, тяжелее воздуха, мало растворим в воде: в 100 объемах воды при $20^\circ C$ растворяется около трех объемов кислорода. При нормальном давлении и температуре $-183^\circ C$ он сжижается и при $-219^\circ C$ затвердевает. В жидком и твердом состоянии имеет бледно-синюю окраску. Молекула кислорода – двухатомная, неполярная, термически очень устойчива, что объясняется высокой энергией ее связей, она диссоциирует на атомы при температуре свыше $+1500^\circ C$.

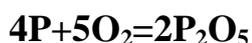
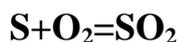


Рис. Молекула кислорода

Химические свойства кислорода

По химической активности кислород уступает только фтору. С большинством простых веществ реагирует непосредственно, за исключением галогенов, благородных газов, платины и золота.

Важнейшим химическим свойством кислорода является его способность соединяться с большинством простых и сложных веществ с выделением тепла и света. Эти реакции окислительно-восстановительные, экзотермические. Некоторые взаимодействия по горению веществ в кислороде изучались в курсе 8 класса (горение угля, серы, фосфора, железа).



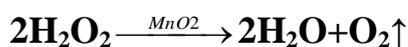
Получение кислорода. В промышленности кислород в основном получают из жидкого воздуха. Это метод фракционной перегонки. Переведенный в

жидкое состояние воздух нагревают до температуры выше $-195,8^{\circ}\text{C}$ (температура кипения азота), азот испаряется и остается почти чистый кислород. Иногда его получают разложением воды электрическим током (при наличии дешевой электроэнергии). Кислород хранят и транспортируют в стальных баллонах.

Кислород (O_2) в лаборатории получают разложением перманганата калия KMnO_4 (марганцовки). Для опыта понадобится пробирка с газоотводной трубкой. В пробирку насыпаем кристаллический перманганат калия. Для сбора кислорода подготовим колбу. При нагревании перманганат калия начинает разлагаться, выделяющийся кислород поступает по газоотводной трубке в колбу. Кислород тяжелее воздуха, поэтому не покидает колбу и постепенно заполняет ее. Тлеющая лучинка вспыхивает в колбе: значит, нам удалось собрать кислород.



Разложение перекиси водорода в присутствии катализатора (оксида марганца (IV)):



Разложение бертолетовой соли (хлората калия):



Электролизом водного раствора гидроксида натрия (электроды никелевые):



Применение кислорода. Кислород находит широкое применение в металлургической (для выплавки чугуна и стали, для резки и сварки металлов и др.), в химической промышленности (для получения азотной и серной кислоты, в органическом синтезе и т.д.), для интенсификации производственных процессов. Кислород используется как компонент дыхательной смеси в подводных лодках, самолетах, космических кораблях и в медицине. Кислород используют при сжигании топлива, в металлургии при выплавке чугуна и стали, при сварке металлов, для получения высоких температур. Температура кислородно-ацетиленового пламени 3500°C ,

кислородно-водородного – 2800°C. Кислород необходим для дыхания живых организмов, для окисления углеводов, жиров и белков. Применяется в медицине для облегчения дыхания.

Ячейка № 2. Озон

Озон как аллотропное видоизменение кислорода. Озон – молекулярное простое вещество, его молекулярная масса равна 48. Молекула озона состоит из трех атомов кислорода O₃. Она имеет форму равнобедренного треугольника. При обычных условиях озон – газ светло-голубого цвета с характерным запахом, который можно ощутить, гуляя в сосновом бору после грозы. Озон в 1,5 раза тяжелее воздуха. Растворимость в воде гораздо больше, чем кислород: в 100 объемах воды при 0°C растворяется 49 объемов озона. Озон химически активнее кислорода, поэтому он лучше растворяется в воде. При низких концентрациях озон не токсичен, а при высоких – **ядовит!** Озон – газ, который, как и многие молекулярные вещества, можно перевести в другие агрегатные состояния – жидкое и твердое. Температура кипения озона 112°C, а при температуре ниже -192°C – температуре плавления озон превращается в твердое вещество. В природе озон образуется из кислорода воздуха во время грозовых разрядов. В лаборатории озон обычно получают действием тихого разряда (электрического разряда без искр) на газообразный чистый и высушенный кислород. Для этого используют особый прибор – озонатор.

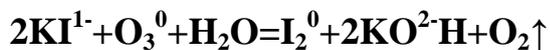
Реакцию получения озона можно выразить уравнением:



Химические свойства озона

Наиболее характерным химическим свойством озона является его исключительно **высокая окислительная активность**. Озон – один из сильнейших окислителей, более сильный, чем кислород. Он взаимодействует со многими веществами, в том числе и с теми, с которыми кислород при обычных условиях не реагирует. В ходе большинства из этих реакций

молекула озона теряет один атом кислорода, идущий на окисление веществ, и переходит в молекулярный кислород. Так при пропускании озонированного воздуха через водный раствор иодида калия выделяется свободный йод:



Озон окисляет все металлы, кроме золота и платиновых металлов, и большинство неметаллов. Так, металлическое серебро под действием озона чернеет, образует на поверхности металла оксид серебра (II):



Озон способен переводить низшие оксиды в высшие, а сульфиды металлов в их сульфаты:



Применение озона

Как сильный окислитель озон широко используют на водоочистительных станциях для окончательной очистки воды от болезнетворных микробов, а также для обеззараживания воздуха. Озон используют также в научных лабораториях для установления строения молекул некоторых веществ. В верхних слоях земной атмосферы (в стратосфере) озон получается из кислорода под воздействием ультрафиолетового излучения Солнца, образуя озоновый слой, защищающий Землю от проникновения губительной для живых организмов ультрафиолетовой радиации. В настоящее время образовавшиеся над Землей «озоновые дыры» представляют собой серьезную экологическую проблему. Озон, содержащийся в стратосфере, воздействует и на климат, он – важный фактор формирования средней температуры воздуха. Поэтому любые виды человеческой деятельности, приводящие к уменьшению среднего содержания озона в стратосфере, имеют весьма серьезные последствия для климата, здоровья людей, состояния всей живой природы. Озон – очень сильный окислитель. Поэтому его используют для обеззараживания питьевой воды и отбеливания тканей. Кроме того,

широко используются его дезинфицирующие способности. Он пагубно действует на любые микроорганизмы, включая вирусы. Погибают от озона и виды, нечувствительные к воздействию соединений хлора. Сегодня озон становится все более популярным для уничтожения микробов в воде, воздухе и продуктах, так как этот метод не дает неприятных эффектов и нежелательного запаха.

Атмосферный озон, образующийся в верхних слоях атмосферы, защищает все живое от жесткого ультрафиолетового излучения. Поэтому истончение этого слоя и образование «озоновых дыр» может крайне неблагоприятно сказаться на всем животном и растительном мире, включая человека.

Когда после грозы мы выходим на улицу, мы замечаем, как приятно пахнет в воздухе. Это запах озона, который образуется при электрических разрядах. Пахнет он свежестью. Сам озоновый слой располагается в атмосфере на расстоянии 19-35 км над землей.

Все знают, что такое запах озона, но определение «на нюх» наличия этого газа не всегда верно, сходный запах имеют оксиды азота и перекисные соединения. И хотя озон считается «полезным» газом из-за его дезинфицирующих свойств и способности озонового слоя в атмосфере не пропускать космическое излучение, этот газ чрезвычайно ядовит. В России он отнесен к первому, самому высокому классу опасности вредных веществ.

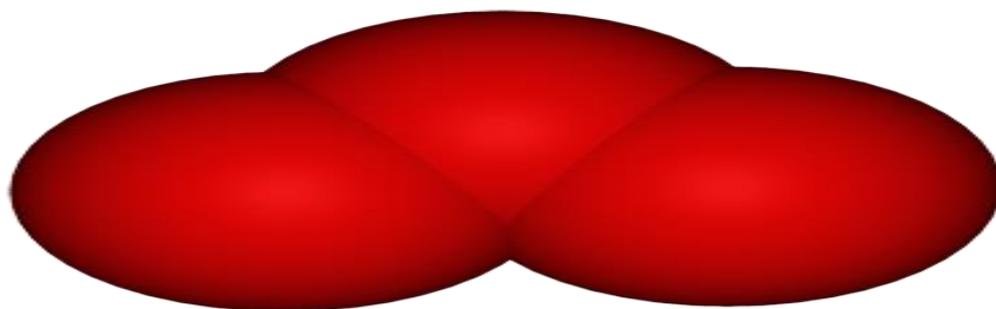


Рис. 2. Молекула озона

Станция № 3. Круговорот кислорода в природе

На долю кислорода приходится приблизительно половина всей массы земной коры и 89 % массы Мирового океана. В атмосфере нашей планеты в настоящее время содержится $1,2 \cdot 10^{15}$ т кислорода, 23 % массы, или 21 % объема, воздуха. Постоянная концентрация кислорода в атмосфере поддерживается благодаря процессу фотосинтеза. Напомним, что зеленые растения под действием солнечного света превращают углекислый газ и воду в углеводы и кислород. В результате фотосинтеза растения ежегодно выделяют в атмосферу $2,5 \cdot 10^{11}$ т кислорода. Почти такое же количество в течение года расходуется в процессе дыхания животных и растений, гниения растительных и животных остатков, конечными продуктами которых являются углекислый газ и вода. Эти продукты вновь подвергаются регенерации (восстановлению) за счет фотосинтеза в растениях. Процесс фотосинтеза протекает по схеме:



Фотосинтез – окислительно-восстановительный процесс (кислород воды – восстановитель, а углерод оксида углерода (IV) – окислитель). **Круговороты кислорода и углерода в природе взаимосвязаны.**

Растения, животные и аэробные бактерии используют кислород для дыхания (превращают молекулярный кислород атмосферы в кислороды воды). Растения и цианобактерии при фотосинтезе выделяют кислород в атмосферу (превращают кислород воды в молекулярный кислород атмосферы).





Рис. 3,4. Круговорот кислорода в природе.

Круговорот кислорода в биосфере следует начать с процесса фотосинтеза, в результате которого миллиарды лет назад он и появился. Он выделяется растениями из молекул воды под воздействием солнечной энергии. Кислород образуется также в верхних слоях атмосферы в ходе химических реакций в парах воды, где химические соединения разлагаются под воздействием электромагнитного излучения. Но это незначительный источник кислорода. Основным является фотосинтез. Кислород содержится и в воде. Хотя его там, в 21 раз меньше, чем в атмосфере. Образовавшийся кислород используется живыми организмами для дыхания. Он также является окислителем для различных минеральных солей. И человек является потребителем кислорода. Но с началом научно-технической революции, это потребление многократно возросло, так как кислород сжигается или связывается при работе многочисленных промышленных производств, транспорта, для удовлетворения бытовых и иных нужд в ходе жизнедеятельности людей. Существовавший до этого так называемый обменный фонд кислорода в атмосфере в размере 5% общего его объема, то есть вырабатывалось в процессе фотосинтеза столько кислорода, сколько его потреблялось. То теперь этого объема становится катастрофически мало. Происходит потребление кислорода, так сказать, из неприкосновенного запаса. Оттуда, куда его уже некому добавить. Незначительно смягчает эту проблему, что некоторая часть органических отходов не перерабатывается и не попадает под воздействие гнилостных бактерий, а остается в осадочных породах, образуя торф, уголь и тому подобные ископаемые. Если результатом фотосинтеза является кислород, то его сырьем – углерод.

Задания и задачи итоговые

- 1) Решите задачу: Какой объем кислорода (O_2) выделится при разложении перекиси водорода (H_2O_2), взятой в количестве: а) 34 грамма; б) 3 моль?
- 2) Вычислите объём кислорода, который можно получить при разложении пероксида водорода массой 272 грамма?
- 3) Решите задачу: Сколько молекул, и какой объём O_3 содержится в 72 г озона?

4) Решите тестовые задания:

Озон – это:

- а) кислород в жидком состоянии;
- б) кислород в твердом состоянии;
- в) простое вещество, содержание в воздухе которого 21 %;
- г) аллотропная модификация кислорода.

Выберите правильные суждения:

- А) Явление, когда один и тот же химический элемент образует несколько простых веществ, называют аллотропией.
- Б) Озон - это аллотропная модификация кислорода.
- В) Кислород химически активнее озона.
- Г) Озон тяжелее воздуха.
- Д) Озоновый слой предохраняет поверхность земли от перегрева.
- Е) Кислород и озон - это единственные аллотропные видоизменения.

Исходным материалом для фотосинтеза служат

- а) белки и углеводы
- б) углекислый газ и вода
- в) кислород и АТФ
- г) глюкоза и кислород

Рассчитайте, какой объём кислорода выделится, если в реакции фотосинтеза участвовало 360 г воды. $12H_2O + 6CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \uparrow + 6H_2O$

Итоги

В заключение прохождения квеста, учитель вместе с ребятами подводит итоги, обсуждают результаты деятельности, делятся впечатлениями о проделанной работе, и о том, что получилось и не получилось в форме рефлексии.

Урок №3. Сера-представитель VIA-группы. Аллотропия серы. Свойства и применение

Цель: изучить тему: «Сера. Сероводород. Сульфиды» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: рассмотреть тему: «Сера. Сероводород. Сульфиды» - их получение, свойства, применение.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты.

Личностные, метапредметные, предметные.

УУД (универсальные учебные действия) учащихся.

Ребята, сегодня на уроке нам предстоит быть не просто учениками и учителем, а сотрудниками одной редакции журнала «Наука и жизнь». Я буду журналистом, а вы моими помощниками. От главного редактора журнала мы получили задание – написать статью об элементе, стоящем после кислорода в подгруппе халькогенов, и его соединениях. (Учитель предлагает учащимся назвать тему. Ученики пытаются самостоятельно сформулировать название «статьи», а учитель им помогает, затем озвучивает тему: «**Сера. Сероводород. Сульфиды**»). Журналист предлагает вам отправиться в

научную библиотеку, чтобы найти и обработать в ней нужную информацию для статьи. Для этого необходимо разделиться на 5 команд. Каждой из команд журналистом будут предложены вопросы и задания, которые будут обсуждаться за «круглыми столами». Выполнив их, ученики-помощники предоставят журналисту ответы в форме устного отчета на собрании журналистов, остальные участники запишут изученный материал в тетради. Ученики решали проблему: «Сера. Сероводород. Сульфиды – свойства и применение».

Научная библиотека будет представлена в форме коробочки с находящимися в ней карточками-текстами. Ваша задача выбрать подходящую информацию по предложенным вопросам.

В каждой команде можно разделить обязанности между ее участниками: оператор находит нужный материал, помощник журналиста выбирает главные факты при ответе на предложенные вопросы, а руководитель каждой группы будет выступать на собрании.

Время на изучение и анализ текста ограничено (10-15 мин).

На основе ваших выступлений, журналист, впоследствии, напишет статью для журнала и оценит работу помощников.

№ 1 История открытия и изучения серы

Сера известна многим народам еще с глубокой древности и упоминается Гомером в «Одиссее» как лекарство от недугов. Подробные сведения о добывании и применении серы дает в своей энциклопедии античных знаний «Естественной истории» Плиний Старший. Сера применялась в Древнем Египте уже за 2000 лет до новой эры для приготовления красок и косметических средств, для беления тканей. В Древнем Риме ее использовали для лечения кожных заболеваний, а в Древней Греции, сжигая ее, дезинфицировали помещение и вещи. В Средние века сера была одним из «основных начал природы» у алхимиков. Благодаря горючести она считалась необходимой составной частью «философского камня». Но именно из-за

этого серу долго не рассматривали с научных позиций как химический элемент. Сера начали изучать лишь с момента крушения теории флогистона и кислородной теории кислот. В отличие от названий кислорода (от лат. *oxygenium* – «рождающий кислоту»), селена (от греч. *selene* – «Луна») и теллура (от лат. *tellus* – «Земля»), происхождение названия «сера» неизвестно. Около VIII в. китайцы стали использовать ее в пиротехнических смесях, в частности, в смеси типа пороха. Горючесть серы, легкость, с которой она соединяется с металлами с образованием сульфидов (например, на поверхности кусков металла), объясняют то, что ее считали "принципом горючести" и обязательной составной частью металлических руд. В наши дни сера широко используется в химической промышленности.

Вопросы:

- 1) Каково изначальное применение серы в древние времена?
- 2) Известно ли происхождение названия слова «сера»?
- 3) Опровержение каких теорий послужило толчком к изучению серы?

№ 2. Распространение серы в природе

Сера встречается в природе как в виде простого вещества (самородная сера), так и в виде соединений (сульфиды и сульфаты). Большие залежи самородной серы в России находятся в Поволжье. Крупные ее месторождения имеются в Туркмении, Узбекистане, США, Италии, Японии и Испании. Это один из распространенных элементов земной коры. В природе сера наиболее часто встречается вблизи вулканов. В доступной части твердой земной коры содержится примерно 0,03 вес. % серы; мировой океан содержит (в виде сульфатов) около 0,09 % серы. В метеоритах часто обнаруживают сернистое железо FeS. Считают, что на больших глубинах под силикатной оболочкой имеется зона, состоящая в основном из сульфидов. Так как сера является существенной составной частью белков, она относится к элементам, которые необходимы для органического мира. Содержание химически связанной серы в органических веществах составляет около 0,8-

2,4 %. В растениях серу находят из сульфатов, которые содержатся в почве. Неприятные запахи, которые возникают при гниении трупов животных, можно объяснить процессом выделения соединений серы (меркаптанов и сероводорода), которые образуются при разложении белков.

Выделение сероводорода H_2S , как подземного газа, часто наблюдают в вулканических местностях. Там же он находится в растворенном виде в серных водах. В состав вулканического газа часто входит диоксид серы SO_2 . Очень распространенными являются сульфидные соединения металлов.

Вопросы:

- 1) Какие факты из повседневной жизни свидетельствуют о наличии серы в белках?
- 2) В каком виде чаще всего встречается сера в природе?
- 3) Распространение соединений серы в природе.
- 4) Ответьте на вопрос: где наиболее распространены залежи самородной серы в мире?

№ 3. Аллотропия и физические свойства серы

В отличие от кислорода, образующего две аллотропные формы, сера образует значительно большее число аллотропных видоизменений (модификаций), отличающихся не только составом, но и строением кристаллической решетки, а, следовательно, и свойствами. Сера в свободном виде образует две относительно устойчивые аллотропные модификации: ромбическую и моноклинную. Известны и другие, менее стойкие модификации серы. На образование аллотропных модификаций также влияет способность серы образовывать цепи $-S-S-S-S-S-S-S-S-$, которые могут замыкаться в кольца, образуя циклические молекулы из восьми атомов S_8 . Из них состоят молекулярные кристаллы ромбической и моноклинной серы. Все аллотропные модификации со временем переходят в ромбическую форму как наиболее устойчивую. Ромбическая сера встречается в природе в свободном состоянии. При обычных условиях это хрупкое кристаллическое вещество

желтого цвета. Ее кристаллы плавятся при 119°C. Она нерастворима в воде, но хорошо растворима в сероуглероде, бензине, бензоле и других органических растворителях. Сера плохо проводит тепло и электричество.

На примере серы можно понять переход ее разных аллотропных форм друг в друга. При нормальных условиях в узлах кристаллической решетки ромбической серы находятся кольцевые молекулы S₈. При нагревании выше 119°C сера плавится. Начинается разрыв колец с образованием открытых цепей, способных соединяться друг с другом, что приводит к увеличению вязкости, разрушению кристаллической решетки и переходу серы в пластическую модификацию.

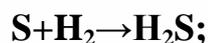
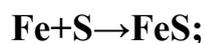
Вопросы:

- 1) Что такое аллотропия?
- 2) Назовите аллотропные модификации серы.
- 3) Каковы физические свойства серы?
- 4) В чем причина различия в свойствах ромбической и пластической серы?

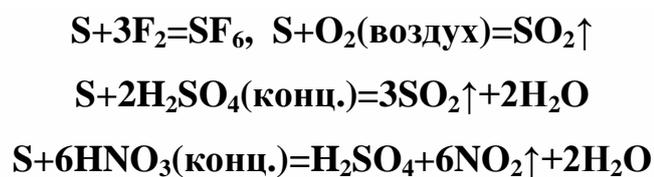
№ 4. Химические свойства серы. Сероводород. Сульфиды

Сера не растворяется в воде и при обычных условиях не реагирует с ней, хорошо растворима в сероуглероде CS₂.

Сера, особенно порошкообразная, обладает высокой активностью при нагревании. Реагирует как окислитель с металлами и неметаллами:



а как **восстановитель** – с фтором, кислородом и кислотами (при кипячении):



Сероводород.

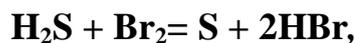
Сероводород хорошо растворяется в воде. Получающийся раствор является слабой сероводородной кислотой. Соли сероводородной кислоты называются сульфидами. Сероводородная кислота и растворимые в воде сульфиды вступают в реакции обмена.

Чем больше разница между значениями ОЭО взаимодействующих атомов, тем более полярна их связь. Так, в связи Н—О в молекуле воды эта разность ОЭО водорода и кислорода составляет $3,5 - 2,1 = 1,4$; в связи Н—S в молекуле сероводорода разность значений ОЭО водорода и серы составляет $2,5 - 2,1 = 0,4$. Это свидетельствует о том, что степень полярности связей Н—S намного ниже, чем Н—О. Полярность молекулы сероводорода также меньше, чем полярность молекулы воды.

Сероводород очень ядовит. Уже 0,1 % объема сероводорода в воздухе вызывает тяжелые отравления. Даже один вдох чистого сероводорода ведет к потере сознания из-за паралича дыхательного центра. Его коварство заключено в том, что после легкого отравления запах сероводорода перестает ощущаться. Именно от сероводорода, вырвавшегося при извержении Везувия, погиб в 79 г. н. э. выдающийся естествоиспытатель Плиний Старший. Отравляющее действие сероводорода объясняется его способностью взаимодействовать с гемоглобином крови. Из курса анатомии вам известно, что в состав гемоглобина крови входит железо, с которым сероводород соединяется.

Тем не менее, сернистый водород может оказывать на организм человека положительное влияние. Установлено, что этот газ полезен и даже необходим для протекания некоторых физиологических процессов.

1. Сероводород – восстановитель. В кислороде H_2S горит, легко окисляется галогенами:



2. Сероводород H_2S – очень слабая кислота, в растворе ступенчато диссоциирует:



3. Взаимодействует с сильными окислителями:



4. Реагирует с основаниями, основными оксидами и солями, при этом образуя кислые и средние соли (гидросульфиды и сульфиды):

$Pb(NO_3)_2 + 2S = PbS \downarrow + 2HNO_3$. Эту реакцию используют для обнаружения сероводорода или сульфид-ионов. $PbS \downarrow$ – осадок черного цвета.

Вопросы:

- 1) Почему сера может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства в химических процессах?
- 2) Как объяснить различие физических свойств водородных соединений кислорода и серы – веществ, образованных элементами-аналогами, а потому близких по своему составу и строению?
- 3) Каков механизм отравляющего действия сероводорода на живые организмы?
- 4) Какими свойствами – окислительными или восстановительными обладает сероводород?
- 5) Может ли сероводород оказывать положительное влияние на организм человека?

№ 5. Применение человеком серы и ее соединений

Отрывок из романа Александра Дюма: «И аббат показал Дантесу плошку, вроде тех, которыми освещают улицы в торжественные дни.

– А огонь?

– Вот два кремня и трут, сделанный из лоскута рубашки.

– А спички?

– Я притворился, что у меня кожная болезнь, и попросил серы; мне ее дали».

Серу используют в производстве спичек и бумаге, резине и красок, взрывчатых веществ и лекарств, пластмассы и косметических препаратов.

В сельском хозяйстве ее применяют для борьбы с вредителями растений.

Однако основной потребитель серы – химическая промышленность.

Серу используют для производства серной кислоты, изготовления спичек, черного пороха, бенгальских огней, для борьбы с вредителями сельского хозяйства и лечения болезней, в производстве красителей, взрывчатых веществ, люминофоров.

Сероводород идет на производство серы, сульфитов, тиосульфатов и серной кислоты, в лабораторной практике – для осаждения сульфидов.

Природные сульфиды – основа руд цветных и редких металлов, поэтому их используют в металлургии. Некоторые сульфиды используют в производстве серной кислоты (FeS_2 – железный колчедан). В химической и легкой промышленности применяют сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов (в качестве основы люминофоров). В электронной технике используются как полупроводники.

Вопросы:

- 1) Какие области применения серы упомянуты в отрывке из романа А. Дюма «Граф Монте-Кристо» и на каких свойствах серы они основаны?
- 2) Каковы области применения серы, сероводорода и сульфидов?

Итоги

В заключение прохождения квеста, проводим «собрание журналистов», которое включает в себя ответы на предложенные вопросы для обмена информацией. Руководители команд делают краткие сообщения о

результатах своих работ, а остальные помощники журналиста конспектируют материал в тетради. Журналист вместе с помощниками проводит обсуждение, подведение итогов. Команда, сделавшая правильный и интересный отчет-сообщение, награждается грамотой: Лучшие сотрудники журнала «Наука и жизнь».

Урок №4. Кислородсодержащие соединения (IV) и (VI)

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Кислородсодержащие соединения (IV) и (VI)» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: сделать сравнительную характеристику физических и химических свойств кислородсодержащих соединений (IV) и (VI), рассмотреть способы получения и применение данных соединений.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты:

УУД (универсальные учебные действия) учащихся:

Ребята, сегодня на уроке нам предстоит быть не просто учениками и учителем, а сотрудниками и лаборантами научной лаборатории академии РАН по химии. Учитель будет в роли главного лаборанта, а ученики - помощниками - лаборантами. От руководства научной лаборатории было получено задание – распознать и изучить свойства кислородсодержащих соединений (IV и VI). Главный лаборант предлагает своим «помощникам» отправиться в научную лабораторию, чтобы найти и обработать в ней нужную информацию для распознавания веществ и изучения их свойств. Для этого необходимо разделиться на 3 отряда. Каждому из отрядов главный лаборант предлагает вопросы и задания в шкафах, которые необходимо обсудить затем на научной конференции. Выполнив предложенные задания, ученики, записывают материал в тетрадь и обмениваются знаниями с

другими отрядами. Учащиеся решают проблему: «Кислородсодержащие соединения (IV) и (VI).

Научная лаборатория будет представлена в форме металлических баночек с заданиями внутри. В задачу лаборантов – помощников входит найти нужную информацию, проанализировать ее для распознавания веществ и изучения их свойств.

В каждом отряде можно разделить обязанности между ее участниками: один лаборант находит нужный материал, другой выбирает главные факты при ответе на предложенные вопросы, а главный лаборант каждого отряда будет предоставлять информацию на конференции.

Время на изучение и анализ материала (информации) ограничено (10-12 мин). Для взаимообучения, помощники меняются шкафами («баночками»).

На основе выступлений отрядов лаборантов будет изучена тема: «Кислородсодержащие соединения (IV) и (VI).

Шкаф №1. Кислородсодержащие соединения серы (IV)

Оксид серы (IV) – SO_2 – сернистый газ, диоксид серы или сернистый ангидрид – бесцветный газ с резким запахом. Сернистый газ вдвое тяжелее воздуха, **ядовит**. Хорошо растворяется в воде, образуя сернистую кислоту. Природным генератором сернистого газа являются вулканы. В составе газообразных продуктов извержения вулкана сернистого газа значительно больше, чем сероводорода. Примером постоянно действующего генератора сернистого газа является Ключевская сопка на Камчатке. В некоторых местах нашей планеты Земля сернистый газ выделяется из трещин земной коры. Он ядовит: содержание сернистого ангидрида в атмосфере всего лишь 0,03 %. Он вызывает одышку, бронхит, воспаление легких, а в большом количестве и летальный исход (смерть).

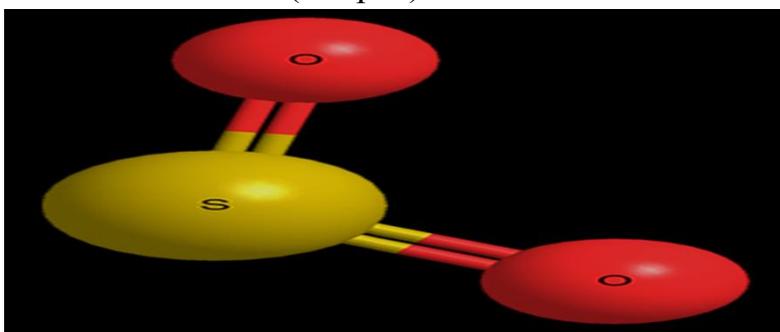


Рис. Строение молекулы SO_2

Сернистая кислота H_2SO_3 — неустойчивое соединение, легко распадающееся при обычных условиях на сернистый газ и воду, поэтому существует только в водных растворах (в гидратированной форме).

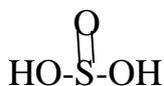


Рис. Структура молекулы сернистой кислоты

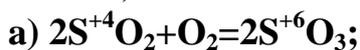
Химические свойства кислородсодержащих соединений серы (IV)

Оксид серы (IV) SO_2 и сернистая кислота H_2SO_3 проявляют химические свойства, общие для кислотных оксидов и для кислот-электролитов (без изменения степени окисления).

Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV). Промежуточное значение степени окисления серы в оксиде серы (IV) и в сернистой кислоте предполагает их участие в окислительно-восстановительных реакциях:



1) Восстановительные свойства:



2) Окислительные свойства:



Соли сернистой кислоты. Для сернистой кислоты как для двухосновной кислоты характерны два вида солей: средние, называемые **сульфитами** (Na_2SO_3 , MgSO_3), и кислые, называемые **гидросульфитами** (NaHSO_3 и др.). Средние соли (за исключением сульфитов аммония и щелочных металлов) нерастворимы в воде, но все они разлагаются кислотами.

Качественная реакция на сернистую кислоту и ее соли. Реактивом на сернистую кислоту и ее соли, а точнее на сульфит-ион является ион гидроксония (H_3O^+ или H^+), т. е. любая сильная кислота, при добавлении которой молекулы сернистой кислоты разлагаются с образованием сернистого газа, что распознается по характерному запаху:



Применение кислородсодержащих соединений серы (IV). Оксид серы (IV) — превосходное дезинфицирующее и отбеливающее средство. Он применяется для окулирования складов с целью уничтожения паразитов и микробов, для уничтожения плесени в бродильных чанах и винных бочках, а также для консервирования плодов и фруктов. Этот процесс называется

сульфитизацией. Как мягкий отбеливатель его широко используют для отбеливания бумаги, соломы, кукурузной муки, а в текстильной промышленности для отбеливания шерсти и шелка.

Соли сернистой кислоты также используют как отбеливатели: сульфит натрия – в текстильной, а гидросульфит натрия – в бумажной промышленности. Сульфит и гидросульфит натрия широко применяют в фотографии.

В промышленности диоксид серы получают сжиганием серы на воздухе, обжигом богатого серой минерала – пирита FeS_2 , а также улавливанием его из печных газов, образующихся при выплавке ряда металлов из сернистых руд. В лаборатории диоксид серы получают действием H_2SO_4 на сульфит натрия.

Вопросы и задания

1. Вычислите относительную плотность оксида серы (IV) по водороду, воздуху и кислороду.
2. Дайте краткую характеристику сернистому ангидриду и сернистой кислоте. Какие группы их общих свойств и реакций можно выделить?
3. Какие свойства проявляет сернистая кислота в окислительно-восстановительных реакциях при взаимодействии с кальцием, сероводородом, йодом? Запишите уравнения возможных реакций и укажите функции сернистой кислоты в них.
4. С помощью, каких реакций можно осуществить превращения:
 $\text{S} \text{ — } \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$?
5. Какие кислородсодержащие соединения серы вы знаете?
6. Ребята, знаете ли вы что-нибудь о сернистом газе и серной кислоте?
7. Как вы думаете, с чем можно сравнить запах сернистого ангидрида?
8. Составьте полные и сокращенные уравнения реакций взаимодействия SO_2 и H_2SO_3 с водой, основными оксидами, основаниями, растворимыми солями. Назовите продукты этих реакций.
9. Самостоятельно напишите схемы электронного баланса для этих уравнений:
а) $2\text{S}^{+4}\text{O}_2 + \text{O}_2 = 2\text{S}^{+6}\text{O}_3$;
б) $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 + \text{Br}_2^0 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 + 2\text{HBr}$
в) $\text{S}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{S}^{-2} = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S} \downarrow$
г) $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{S} \downarrow$
10. Ребята, назовите, химические свойства оксида серы (VI) как кислотного оксида и напишите в виде химической реакции. Проявляет ли оксид серы (VI) восстановительные и окислительные свойства?

Шкаф №2. Кислородсодержащие соединения серы (VI)

К кислородсодержащим соединениям серы (VI) относятся их высшие формы — оксид серы (VI) SO_3 и соответствующая ему серная кислота H_2SO_4 .

Оксид серы (VI) SO_3

Состав и строение. Оксид серы (VI) называют также серным ангидридом или триоксидом серы. Отдельные молекулы его (в газообразном состоянии) имеют форму равностороннего треугольника, в центре которого — предельно окисленный атом серы, а в вершинах — атомы кислорода. Все четыре атома, составляющие молекулу SO_3 , расположены в одной плоскости, а валентные углы между ними равны 120° . Молекулы оксида серы (VI) склонны к *полимеризации*, т. е. к последовательному соединению друг с другом в более крупные молекулы.

Физические свойства. Оксид серы (VI) — бесцветная маслянистая жидкость, кипящая при $44,7^\circ\text{C}$ и кристаллизующаяся при 17°C . При хранении, особенно в присутствии влаги, он полимеризуется и превращается в твердое прозрачное вещество (полимер), напоминающее лед и состоящее из длинных шелковистых кристаллов. Оксид серы (VI) мало растворим в воде, но хорошо растворяется в серной кислоте.

Химические свойства. SO_3 — кислотный оксид. Растворяясь, он реагирует с водой, образуя серную кислоту. Это реакция экзотермическая и сопровождается выделением большого количества теплоты:



Безводный ангидрид серной кислоты является довольно сильным окислителем: при соприкосновении с ним фосфор воспламеняется; при взаимодействии его с иодидом (или бромидом) калия выделяется свободный йод (бром). При этом триоксид восстанавливается до диоксида серы.

Получение. Оксид серы (VI) можно получить каталитическим окислением оксида серы (IV):

t, кат.



Реакция окисления оксида серы (IV) является обратимой. Она имеет огромное значение для промышленного получения серной кислоты.

Применение. Серный ангидрид используют в основном в *производстве серной кислоты*.

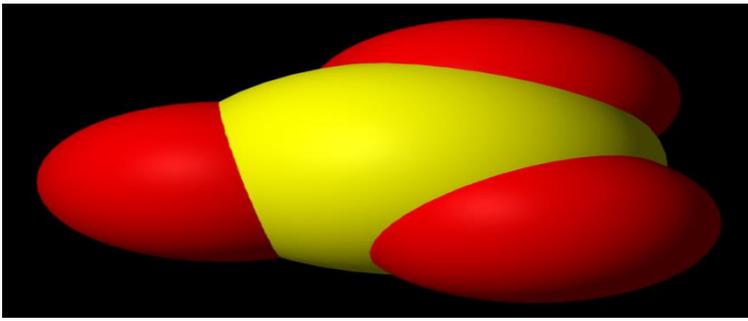


Рис. Строение оксида серы (VI)

Вопросы и задания такие же, как и в «Шкафу №1»

Шкаф №3 «Итоговый» Сравнительная характеристика оксидов серы (IV) и (VI)

Ребята, заполните таблицу: «Сравнительная характеристика оксидов серы (IV) и (VI)»

Признаки для сравнения	SO ₂	SO ₃
Степень окисления серы S		
Строение оксида		
Возможность полимеризации		
Физические свойства		

Химические свойства	С водой с K_2O с KOH с $BaCl_2$ с O_2 (баланс электронный)	с KI (баланс электронный)
Применение		

Таблица «Сравнительная характеристика оксидов серы (IV) и (VI)»

Вопросы и задания такие же, как и в «Шкафу №1»

Тест и викторина

- 1) Какое число молей и молекул содержится в 3,2 граммах оксида серы (IV) (SO_2)? Какой объем при нормальных условиях займет это число молекул?
- 2) Определить молярную массу, число молей, количество молекул и занимаемый объем при н.у. 5,6 г оксида серы (VI)
- 3) Осуществить цепочку превращений:
Сера \rightarrow Оксид серы(IV) \rightarrow Оксид серы(VI) \rightarrow Серная кислота \rightarrow Оксид серы(IV) \rightarrow Сульфит натрия \rightarrow Оксид серы(IV)
- 4) Массовая доля серы в веществе SO_2 равна:
А) 32 % В) 64 % **С) 50 %** Д) 80 % Е) 12 %
- 5) Элементом «х» в схеме превращений $X \rightarrow XO_2 \rightarrow H_2XO_3$ может быть:
А) Сера В) Кальций С) Фосфор Д) Алюминий Е) Водород
- 6) Валентность серы в соединениях SO_3 , H_2SO_4 :
А) 6, 2 В) 2, 4 С) 4, 6 Д) 6, 6 Е) 6, 4
- 7) Сумма коэффициентов в уравнении реакции, схема которой $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$:
А) 3 В) 6 **С) 9** Д) 12 Е) 10
- 8) Масса соли, образовавшейся при нагревании 200 г оксида меди (II) с 200 г серной кислоты равна _____

Итоги

Для закрепления материала проводим тест и викторину.

Урок №5. Технологическая карта урока по химии

Тема: Урок-квест «Серная кислота»

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Серная кислота» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: изучить различия концентрированной и разбавленной серной кислот по свойствам (физическим и химическим), рассмотреть применение серной кислоты.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты:

Личностные:

- Учиться использовать свои взгляды на мир для объяснения различных ситуаций, решения возникающих проблем и извлечения жизненных уроков.
- Осознавать свои интересы, находить и изучать в учебниках по разным предметам материал (из максимума), имеющий отношение к своим интересам.
- Выбирать поступки, нацеленные на сохранение и бережное отношение к природе, особенно живой, избегая противоположных поступков, постепенно учась и осваивая стратегию рационального природопользования.
- Учиться убеждать других людей в необходимости овладения стратегией рационального природопользования.

- Использовать естественнонаучное и химическое мышление для выбора стратегии собственного поведения в качестве одной из ценностных установок.

Метапредметные:

- Самостоятельно обнаруживать и формулировать проблему в классной и индивидуальной учебной деятельности.

- Выдвигать версии решения проблемы, осознавать конечный результат, выбирать из предложенных и искать самостоятельно средства достижения цели.

- Составлять (индивидуально или в группе) план решения проблемы (выполнения проекта).

- Подбирать к каждой проблеме (задаче) адекватную ей теоретическую модель.

- Работая по предложенному или самостоятельно составленному плану, использовать наряду с основными и дополнительные средства обучения (справочная литература, сложные приборы, компьютер).

- Планировать свою индивидуальную образовательную траекторию.

- Самостоятельно осознавать причины своего успеха или неуспеха и находить способы выхода из ситуации неуспеха.

Предметные:

- Обучающиеся должны уметь анализировать, сравнивать, классифицировать и обобщать понятия:

- давать определение понятиям на основе изученного на различных предметах учебного материала;

- обобщать понятия – осуществлять логическую операцию перехода от понятия с меньшим объемом к понятию с большим объемом.

- Создавать модели с выделением существенных характеристик объекта, преобразовывать модели с целью выявления общих законов, определяющих данную предметную область.
- Представлять информацию в виде конспектов, таблиц, схем, графиков.
- Преобразовывать информацию из одного вида в другой и выбирать удобную для себя форму фиксации и представления информации. Для этого самостоятельно использовать различные виды чтения (изучающее, просмотровое, ознакомительное, поисковое), приемы слушания.
- Самому создавать источники информации разного типа и для разных аудиторий, соблюдать информационную гигиену и правила информационной безопасности. Уметь использовать компьютерные и коммуникационные технологии как инструмент для достижения своих целей.

УУД (универсальные учебные действия учащихся)

Этап	Хронометра ж	Приемы; методы; формы	Деятельност ь учителя	Деятельност ь ученика
Организационный момент	2 мин	Словесное приветствие	Организац я учащихся к началу урока	Готовятся к уроку
1. Постановка целей и задач урока. Мотивация учебной деятельности учащихся	7-10 мин	Объяснение	Учитель объясняет, что такое квест и правила его выполнения	Делятся на 3 группы учащихся для прохождени я урока- квеста
2. Изучение	17-20 мин	Применение	Учитель	Выполнение

нового материала (прохождение квеста)		квест-технологии Работа в микрогруппах	раздает задания квеста и дает время учащимся на его выполнение	заданий урока-квеста
3. Подведение итогов. Выставление оценок.	7 мин	Беседа	Подводит итоги и выставляет оценки по результатам прохождения квеста	Делают выводы
4. Рефлексия	1 мин	Опрос, беседа	Предлагает вопросы для рефлексии	«Я понял и могу объяснить» «Мне нужна помощь В...»

Приложение

Квест по теме: «Серная кислота»

Уважаемые ребята! Сегодня мы с вами отправляемся в очень интересный и познавательный квест. В пути вам пригодятся знания и смекалка, дружба и находчивость, быстрота и аккуратность выполнения заданий. Действуйте дружно, и вам будет сопутствовать удача. Победит та группа, которая будет дружнее, активнее и покажет лучшие знания.

На квесте три станции. Время нахождения на каждой станции ограничено – 10 мин. Вопросы и задания будут предложены на «маршрутных листах», ответы записываются в тетрадь. Через 10 минут группы переходят по станциям, меняясь местами, и отвечают на другие вопросы.

Теперь нам нужно разделиться на 3 группы.

Сегодняшняя тема посвящена кислоте, которой соответствует кислородсодержащий оксид серы (VI). (Ребята должны назвать тему, учитель помогает им). Тема квеста: «*Серная кислота*».

В каждой группе можно разделить обязанности между ее участниками: один ученик находит нужный материал, другой - выбирает главные факты при ответе на предложенные вопросы.

В заключение для закрепления знаний проведем тест. Класс делится на 2 варианта.

Маршрутный лист № 1

№ п/п	Название станции	Результат
1	Разбавленная серная кислота	
2	Концентрированная серная кислота	
3	Применение серной кислоты	

1) Какие свойства – окислительные или восстановительные – характерны для серной кислоты и почему?

2) Каковы правила техники безопасности работы с серной кислотой?

Записать качественные химические реакции на сульфат-анионы.

3) Влияет ли концентрация серной кислоты на ее химическую активность и свойства?

4) Для чего серная кислота может применяться в быту, и чем опасна?

5) Запишите молекулярные, полные и сокращенные уравнения реакций взаимодействия серной кислоты с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями.

6) В каких отраслях промышленности применяется серная кислота и при получении чего она нужна?

7) Охарактеризуйте серную кислоту как электролит, запишите уравнения диссоциации серной кислоты.

8) Как соли серной кислоты (сульфаты) применяют в медицине (привести примеры).

9) Опишите физические свойства и окислительные способности концентрированной серной кислоты.

10) Почему серную кислоту называют «хлебом химической промышленности»?

11) Почему при растворении концентрированной серной кислоты в воде необходимо приливать кислоту к воде, а не наоборот?

12) В качестве чего серная кислота выступает в пищевой промышленности?

13) Составьте уравнения реакций концентрированной серной кислоты с магнием и ртутью и схемы их электронного баланса. Почему в этих реакциях образуются разные продукты?

14) Что образуется при взаимодействии концентрированной серной кислоты с водой? Написать химическую реакцию.

15) Каковы правила техники безопасности работы с серной кислотой? В какой кислоте: концентрированной или разбавленной происходит обугливание лучины, бумаги и сахарозы и почему?

Маршрутный лист № 2

№ п/п	Название станции	Результат
1	Концентрированная серная кислота	
2	Применение серной кислоты	

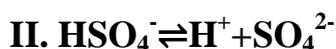
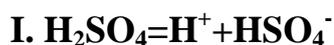
3	Разбавленная серная кислота	
---	-----------------------------	--

Маршрутный лист № 3

№ п/п	Название станции	Результат
1	Применение серной кислоты	
2	Разбавленная серная кислота	
3	Концентрированная серная кислота	

1 станция: Разбавленная серная кислота

Свойства разбавленной и серной кислот очень различаются. Начнем изучение со свойств разбавленной серной кислоты. В растворе разбавленная серная кислота, будучи сильным электролитом, изменяет окраску индикаторов: лакмус становится красным, а метиловый оранжевый розовеет. Она ступенчато диссоциирует на ионы:

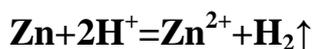
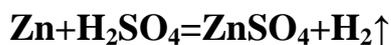


Как двухосновная кислота, серная кислота образует соли двух видов: средние – *сульфаты* (Na_2SO_4 , CaSO_4) и кислые – *гидросульфаты* (NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ и др.).

Серная кислота в растворе обладает общими для класса кислот химическими свойствами, которые обусловлены ионом H^+ (H_3O^+). Они проявляются в реакциях ионного обмена и окислительно-восстановительных.

- **Окислительно-восстановительные свойства** характерны для взаимодействия растворов серной кислоты с металлами.

Металлы, стоящие в ряду активности (в электрохимическом ряду напряжений) до водорода (за исключением Pb), окисляются ионом водорода до кислоты, а сам он восстанавливается до молекулярного водорода.



Металлы, стоящие в ряду активности *после водорода*, с разбавленной серной кислотой не взаимодействуют (Cu, Ag, Pt, Au).

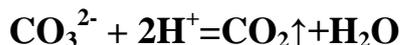
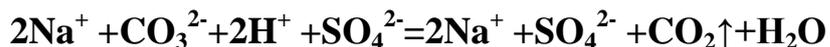
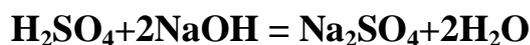
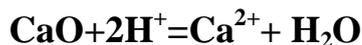
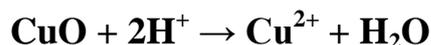
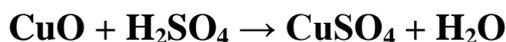
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ (ЭХРН)

Ряд активности металлов

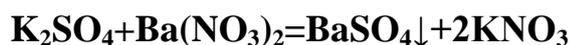
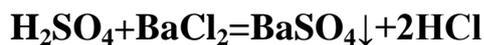
Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----	----	----


Восстановительная активность металлов (свойство отдавать электроны) уменьшается

- **Реакции обмена** происходят при взаимодействии серной кислоты с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями.



Химический эксперимент: Качественная реакция на серную кислоту и ее соли, с помощью которой можно распознать их среди других веществ, - реакция с растворимыми солями бария:



Суть процесса: выпадает белый осадок сульфата бария, нерастворимый ни в воде, ни в кислотах:

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$ Катион бария Ba^{2+} является реагентом на сульфат-ион SO_4^{2-} .

При проведении опытов с концентрированной серной кислотой надо строго соблюдать **правила техники безопасности**:

1. Проводить опыты в вытяжном шкафу химического кабинета.
2. Проводить опыты с небольшим количеством реактивов в тонкостенной чистой посуде.
3. Иметь наготове нейтрализующие вещества.
4. Надевать защитные очки, предотвращающие попадание брызг кислоты в глаза. Наблюдать реакции на некотором удалении от глаз.
5. Не оставлять химическую посуду грязной.
6. Привести после окончания опытов рабочее место в порядок, обработать поверхность стола, куда могли попасть капли кислоты, нейтрализующими растворами и водой, протереть насухо.

Помните! Серная кислота, попадая при неаккуратном обращении на кожу рук или лица, вызывает сильные ожоги. При попадании серной кислоты на кожу или одежду ее сразу следует смыть большим количеством проточной воды, а пораженный участок кожи аккуратно смочить разбавленным раствором аммиака или раствором пищевой соды и вновь смыть водой.

Описание лабораторного опыта. Налейте в первую пробирку 1мл раствора разбавленной серной кислоты и столько же соли хлорида бария, а в другую 1мл раствора сульфата калия и столько же соли нитрата бария. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в полной и сокращенной форме.

2 станция: Концентрированная серная кислота

Серная кислота – молекулярное вещество, относящееся к сильным двухосновным кислотам. Безводная серная кислота – тяжелая бесцветная маслянистая жидкость, растворяющаяся в воде в любых соотношениях. Она гигроскопична, нелетуча, без запаха, не проводит электрический ток. При 10,3°C она затвердевает, образуя кристаллы, похожие на лед. Серная кислота

кипит при 296°C с разложением. Серная кислота, поступающая в продажу, имеет плотность 1,84 г/см³ (массовая доля серной кислоты около 96 %).

Серная кислота очень хорошо растворима в воде. Растворение концентрированной серной кислоты в воде – физико-химический экзотермический процесс. При растворении серной кислоты в воде образуются гидраты, и выделяется большое количество теплоты. Поэтому смешивать концентрированную серную кислоту с водой надо крайне осторожно, соблюдая следующее правило безопасности: Кислоту тонкой струей вливают в воду, а не наоборот, иначе произойдет сильное разбрызгивание разогретого и опасного раствора серной кислоты.

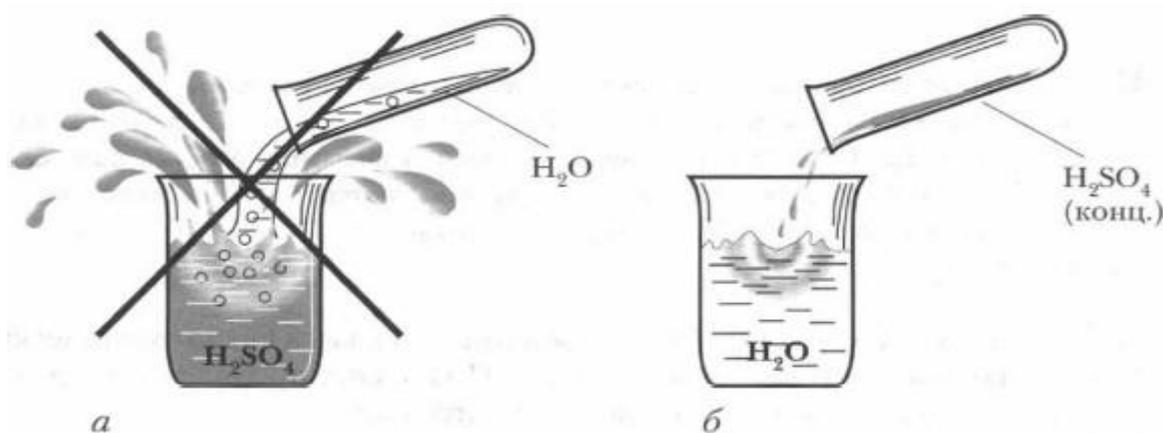


Рис. 22. Правило разбавления серной кислоты:
а – неправильно; б – правильно

Химические свойства концентрированной серной кислоты.

Выделяют 2 особенности этой кислоты:

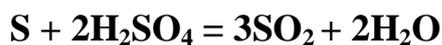
- чрезвычайная гигроскопичность, т.е. способность к присоединению воды;
- сильные окислительные свойства, обусловленные высокоокисленным атомом серы (+6) в составе молекулы.

1) Концентрированная серная кислота – сильный окислитель.

Она окисляет простые вещества (неметаллы, металлы) и сложные.

1) *Окисление неметаллов.* Уголь и сера окисляются серной кислотой до их диоксидов:





2) Окисление сложных веществ:

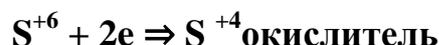
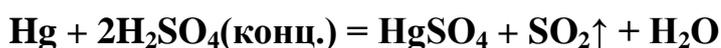
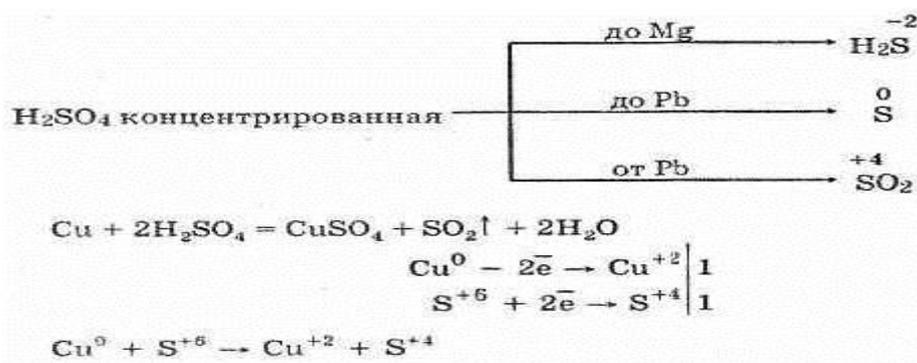


3) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами.

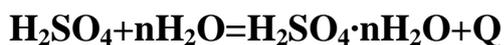
В отличие от разбавленной серной кислоты, концентрированная кислота окисляет почти все металлы, стоящие в ряду активности до водорода, за исключением алюминия, железа, хрома и никеля, которые под ее воздействием покрываются твердой нерастворимой оксидной пленкой. Взаимодействуя с активными металлами (Na, K, Ca), сера восстанавливается до атомов в степени окисления -2.

С металлами средней активности сера восстанавливается до атомов в степени окисления +4 и 0.

Концентрированная серная кислота реагирует и с малоактивными металлами, стоящими в ряду активности после водорода (медь, серебро, ртуть). С платиной и золотом она не реагирует. Реакции идут при нагревании.



2) Концентрированная серная кислота активно взаимодействует с водой, образуя гидраты:



Это свойство широко используется в лаборатории и промышленности для осушки газов и для обезвоживания некоторых веществ.

Серная кислота настолько жадно присоединяет к себе воду, что способна даже отнимать от веществ элементы, входящие в состав воды (водород и кислород), например из органических веществ, состоящих из элементов углерода, водорода и кислорода, - сахара, клетчатки, крахмала и др.

При проведении опытов с концентрированной серной кислотой надо строго соблюдать правила техники безопасности:

1. Проводить опыты в вытяжном шкафу химического кабинета.
2. Проводить опыты с небольшим количеством реактивов в тонкостенной чистой посуде.
3. Иметь наготове нейтрализующие вещества.
4. Надевать защитные очки, предотвращающие попадание брызг кислоты в глаза. Наблюдать реакции на некотором удалении от глаз.
5. Не оставлять химическую посуду грязной.
6. Привести после окончания опытов рабочее место в порядок, обработать поверхность стола, куда могли попасть капли кислоты, нейтрализующими растворами и водой, протереть насухо.

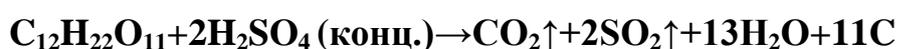
Помните! Серная кислота, попадая при неаккуратном обращении на кожу рук или лица, вызывает сильные ожоги. При попадании серной кислоты на кожу или одежду ее сразу следует смыть большим количеством проточной воды, а пораженный участок кожи аккуратно смочить разбавленным раствором аммиака или раствором пищевой соды и вновь смыть водой.

Описание некоторых интересных опытов:

Обугливание лучины: В цилиндре находится концентрированная серная кислота. Опускают в цилиндр деревянную лучинку. Признак реакции ярко виден через несколько минут: лучинка стала чёрной. Концентрированная серная кислота обугливает органические вещества.

Обугливание бумаги: На листе бумаги делают надпись концентрированной серной кислотой. Пишут формулу серной кислоты. Слегка подогревают. Происходит окисление целлюлозы, бумага в местах контакта с серной кислотой обугливается.

Обугливание сахарозы: Отвешивают 30 г сахарной пудры и переносят ее в химический стакан. Приливают к сахарной пудре 12 мл концентрированной серной кислоты. Перемешивают стеклянной палочкой сахар и кислоту в кашеобразную массу. Через некоторое время смесь чернеет и разогревается, и вскоре из стакана начинает выползать пористая угольная масса.



3 станция: Применение серной кислоты

Применение серной кислоты в промышленности

По разнообразию применения серная кислота занимает первое место среди кислот. Больше ее количество расходуется для получения фосфорных и азотных удобрений. Много идет для очистки нефтепродуктов от вредных примесей. В машиностроении серной кислотой очищают поверхности металлов от оксидов перед хромированием, никелированием. Она применяется в производстве взрывчатых веществ, искусственных волокон, красителей, пластмасс. Ее используют для заливки аккумуляторов, для производства других кислот и т. д. Поэтому серную кислоту называют хлебом химической промышленности.

Применение серной кислоты в промышленности имеет широкое распространение. Пищевая промышленность знакома с серной кислотой в виде пищевой добавки, в качестве эмульгатора. Данная пищевая добавка используется для изготовления напитков. С ее помощью регулируется кислотность. Помимо пищи, серная кислота входит в состав минеральных удобрений. Промышленный органический синтез использует серную кислоту для проведения следующих реакций: алкилирование, дегидратация,

гидратация. С помощью данной кислоты восстанавливается необходимое количество смол на фильтрах, что используется в производстве дистиллированной воды. **В основном серную кислоту потребляют две химические отрасли промышленности:** производство синтетики (волокна) и суперфосфатов. **Серная кислота** необходима и при получении красителей, взрывчатых веществ, ядохимикатов, медикаментов, моющих средств. Практически все предприятия горнодобывающей промышленности используют серную кислоту для обогащения руд. В промышленности её применяют и для сушки газов (правда, в консервированном виде), а из нефти с помощью серной кислоты можно удалить все ненужные примеси.

Применение серной кислоты в быту

Серная кислота считается весьма опасной для человека: попадая на кожу, она вызывает серьезные ожоги, еще более вредна она для слизистых оболочек. Серная кислота в домашних условиях пользуется спросом среди автолюбителей. Процесс приготовления раствора электролита для автомобильного аккумулятора сопровождается добавлением серной кислоты.

Применение солей серной кислоты в медицине

В медицине нашлось широкое применение солей серной кислоты. К примеру, сульфат магния назначается людям с целью достичь слабительного эффекта. Еще одним производным серной кислоты является тиосульфат натрия. Лекарственное средство используется в роли противоядия в случае отравления следующими веществами: ртуть, свинец, галогены, цианид. Тиосульфат натрия вместе с соляной кислотой используется для лечения дерматологических заболеваний. Профессор Демьянович предложил союз этих двух препаратов для лечения чесотки. В виде водного раствора, тиосульфат натрия вводят людям, которые страдают аллергическими недугами. Сульфат магния обладает широким спектром возможностей. Поэтому применяется врачами различных специальностей. В качестве спазмолитика сульфат магния вводят больным при гипертонической болезни. Если у человека присутствуют заболевания желчного пузыря, вещество

вводится внутрь для улучшения желчеотделения. Применение серной кислоты в медицине в виде сульфата магния в гинекологической практике встречается часто. Гинекологи помогают роженицам посредством введения сульфата магния внутримышечно, таким способом они обезболивают роды. Помимо всех выше указанных свойств, сульфат магния обладает антисудорожным эффектом.

Тест по теме «Серная кислота».

Вариант 1

- 1) Какая из характеристик серной кислоты не верная:
 1. одноосновная,
 2. стабильная,
 3. сильная,
 4. кислородсодержащая.
- 2) Серную кислоту используют как:
 1. регулятор кислотности в пищевой промышленности,
 2. лекарство внутрь для баланса кислотности,
 3. осушитель в органическом синтезе,
 4. очистке металлов при паянии и лужении.
- 3) Приливать серную кислоту в воду:
 1. очень опасно,
 2. это правило техники безопасности,
 3. не рекомендуется,
 4. произойдёт выплеск капель.
- 4) Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении взаимодействия карбоната натрия и серной кислоты равна:
 1. 6,
 2. 5,
 3. 4,
 4. 8.

5) При взаимодействии серной кислоты с сульфитом натрия получается газ:

1. водород,
2. сероводород,
3. сернистый газ,
4. триоксид серы.

Вариант 2

1) Окислитель в уравнении взаимодействия железа с разбавленной серной кислотой

1. водород из кислоты,
2. железо в чистом виде,
3. кислород из кислоты,
4. катион серы из кислоты.

2) Малиновый от фенолфталеина раствор щёлочи при добавлении серной кислоты:

1. обесцвечивается,
2. краснеет,
3. розовеет,
4. становится оранжевым.

3) Серная кислота (конц.) с серебром восстанавливается до:

1. SO_2 ,
2. S ,
3. H_2S ,
4. SO_3 .

4) Качественная реакция на сульфат-анион осуществляется взаимодействием серной кислоты с

1. сульфатом бария,
2. хлоридом бария,
3. нитратом серебра,
4. хлоридом серебра.

5) Серная кислота с неметаллами:

1. взаимодействует с образованием осадков,
2. взаимодействует с образованием других кислот,
3. не взаимодействует.

Урок №6. Мини-конференция Экология серы и ее соединений»

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Мини-конференция Экология серы и ее соединений» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: рассмотреть экологию серы и ее соединений, круговорот серы в природе и его значение.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты: предметные, метапредметные, личностные.

УУД (Универсальные учебные действия)

Уважаемые ребята! Сегодня мы с вами отправляемся в очень интересный и познавательный квест в форме мини-конференции. В пути вам пригодятся знания и смекалка, дружба и находчивость, быстрота и аккуратность выполнения заданий. Действуйте дружно, и вам будет сопутствовать удача. Разделимся на 3 группы. Победит та группа, которая будет дружнее, активнее и покажет лучшие знания.

В квесте (мини-конференции) три этапа. Регламент выступления на каждом этапе – 10 мин. По истечении этого времени, учитель организывает взаимообучение учащихся, предлагает поменяться вопросами. Материал

учащиеся записывают в тетрадь. Затем в завершении выступления на конференции учитель задает вопросы по ходу конференции, где решается проблема: «Экология серы и ее соединений».

При совместном выполнении заданий происходит усвоение знаний учащихся.

Материалы для мини-конференции

Круговорот серы в природе. Экологические проблемы, связанные с кислородсодержащими соединениями серы

Сера относится к биогенным элементам, являющимся основой строения и жизнедеятельности живого организма. Живые организмы, составляющие биосферу Земли, взаимодействуют друг с другом, с солнечной энергией, с веществами, образующими атмосферу, гидросферу и литосферу.

Устойчивость биосферы к воздействию внешних факторов, к которым относится и человеческая деятельность, ухудшающая ее экологическое состояние, обусловлена множеством циклических процессов обмена химическими элементами между атмосферой, гидросферой и литосферой. К таковым относятся и круговороты химических элементов в природе.

Сера как элемент в круговороте веществ включается в последовательный цикл превращений, где одни формы ее существования переходят в другие в ходе разных химических реакций. Наиболее важное значение для жизнедеятельности имеют те циклы превращений серы, которые происходят в почве, в воздухе и в водоемах.

В почве цикл превращений происходит постоянно. Большую роль здесь играют растения, которые получают серу из почвы. Находящаяся в почве сера представлена в виде сульфатов, продуктов разложения горных пород, содержащих серу, а также органических веществ животного и растительного происхождения. Корни растений поглощают почвенную серу, которая, химически преобразуясь, входит в состав серосодержащих аминокислот, т. е. в состав растительных белков. После отмирания растений сера возвращается

в почву. Этот переход осуществляется многочисленными микроорганизмами (серобактерии и др.), а также под воздействием почвенного воздуха. При гниении белков выделяется сероводород. Он окисляется кислородом воздуха, но еще быстрее процесс окисления идет под воздействием серобактерий, получающих необходимую для их жизни энергию за счет следующей экзотермической реакции:



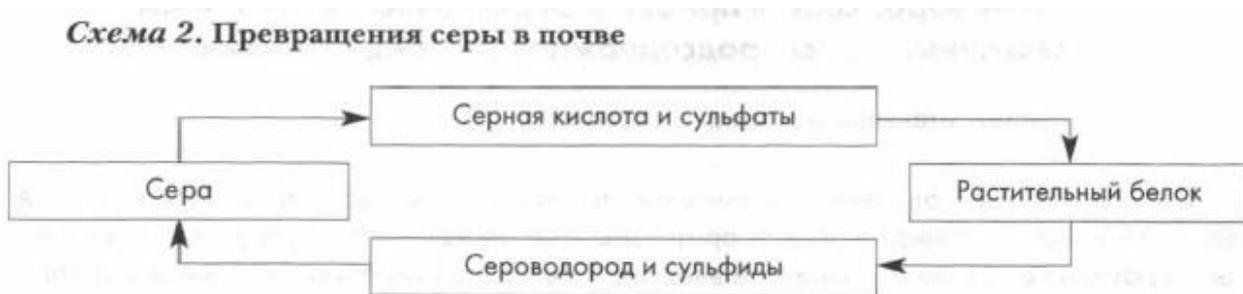
Образующаяся сера в зависимости от наличия или отсутствия кислорода либо превращается в залежи свободной серы, либо идет ее дальнейшее окисление, в котором участвует другой вид бактерий, ускоряющих этот процесс:



Получающаяся в этой реакции серная кислота реагирует с содержащимися в почве или воде солями более слабых кислот, образуя сульфаты.

Помимо серы растительного происхождения растения могут вводить в круговорот значительное количество серы в виде ее соединений (и прежде всего сульфатов), переносимых воздушными массами, дождевой водой из промышленных районов (заводские дымы и др.). Сульфаты поглощаются корнями растений и вымываются подземными водами, обеспечивая продолжительность круговорота.

Цикл превращений серы в почве можно в общем виде представить следующей схемой.



В атмосферу сера попадает из разных источников в виде следующих газообразных соединений: сероводород, диоксид серы и др.

Примерно треть всех соединений серы, попадающих в атмосферу, имеет антропогенное происхождение, т. е. связана с производственной деятельностью человека.

Повышенное содержание диоксида серы в атмосфере создает неблагоприятные экологические ситуации, связанные с выпадением «кислотных дождей».

В атмосфере оксид серы (IV) под действием солнечной энергии окисляется до газообразного оксида серы (VI), а при взаимодействии последнего с водяным паром образуются капельки серной кислоты:



Взаимодействуя с другими компонентами воздуха и атмосферной влагой, оксид серы (VI) образует мельчайшие капельки серной кислоты. Они при определенных условиях (дождях, бурях) образуют «кислотные осадки», которые губят лесные массивы и другую растительность, нарушают жизнедеятельность водных экосистем, вызывают серьезные нарушения здоровья животных и человека, особенно их дыхательной системы.

Циклические процессы, связанные с превращениями серы, происходят и в **гидросфере** – водной оболочке Земли.

Этот цикл также включается в общий круговорот серы в природе. Вода проникает в разные слои почвы, в горные породы, вымывая из них растворимые соединения серы, главным образом в виде анионов серной кислоты (гидросульфат- и сульфат-ионов), перенося их из одного места в другое. Вода образует водоемы, содержащие соединения серы разной концентрации.

Так, в морской воде сера представлена сульфат-ионами. Ее содержание равно $8,8 \cdot 10^{-2}\%$ (по массе). Одна из удивительных особенностей океанической и морской воды — постоянное соотношение главных ионов, к которым относится и сульфат-ион, во всем объеме Мирового океана. Это указывает на устойчивость динамического равновесия между количеством растворенных веществ, поступающих с поверхности континентов в океан, и их осаждением.

Любая вода гидросферы может рассматриваться как естественный раствор веществ разной концентрации. Однако концентрация растворенных соединений серы в относительно мелких водоемах может резко увеличиваться в случае их загрязнения сточными водами производств, ферм, вымыванием с полей минеральных серосодержащих удобрений, а также и выпадением «кислотных дождей».

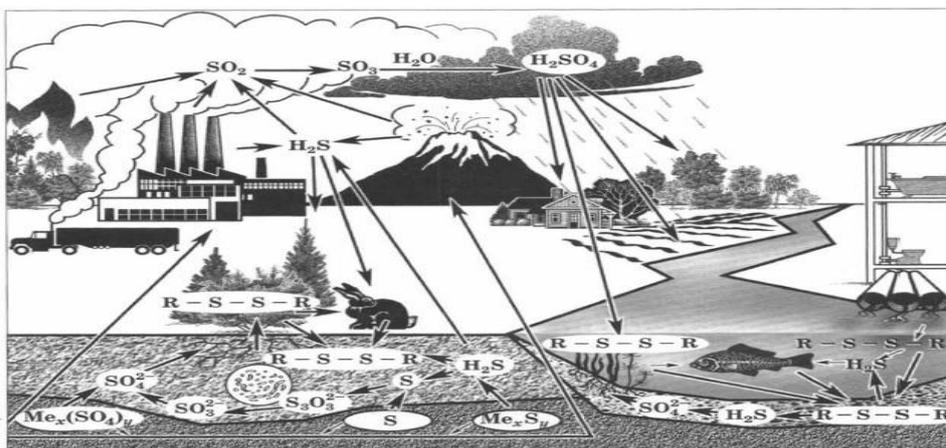


Рис. 24. Круговорот серы в природе

Рис. Круговорот серы в природе

Повышение концентрации ядовитых соединений серы в водоемах резко ухудшает состав воды, изменяет растительный и животный мир водоемов, приводит к исчезновению рыб и другим экологическим проблемам. В обобщенном виде круговорот серы в природе представлен на рисунке 24, который отражает и экологический аспект этого круговорота (обозначение R—S—S—R означает серу в составе органических соединений).

Техногенные выбросы соединений серы в окружающую среду не нарушают баланса масс, мигрирующих в глобальном цикле серы (табл.3). Однако соединения серы оказывают негативное воздействие на обширные территории, создавая опасность для нормального функционирования самого главного звена биосферы. Выброс SO_2 в атмосферу вызывает кислотные дожди. Растворимые соединения серы в промышленных и бытовых стоках несут угрозу экосистемам внутренних водоёмов и прибрежных областей морей.

Круговорот серы также тесно связан с живым веществом. Сера в виде SO_2 , SO_3 , H_2S , и элементарной серы выбрасывается вулканами в атмосферу. С другой стороны, в природе в большом количестве известны различные сульфиды металлов: железа, свинца, цинка и др. Сульфидная сера окисляется в биосфере при участии многочисленных микроорганизмов до сульфатной серы SO_4^{2-} почв и водоемов. Сульфаты поглощаются растениями. В организмах сера входит в состав аминокислот и белков, а у растений, кроме того, - в состав эфирных масел и т.д. Процессы разрушения остатков организмов в почвах и в илах морей сопровождаются очень сложными превращениями серы. При разрушении белков при участии микроорганизмов образуется сероводород. Далее сероводород окисляется либо до элементарной серы, либо до сульфатов. В этом процессе участвуют разнообразные микроорганизмы, создающие многочисленные промежуточные соединения серы. Известны месторождения серы биогенного происхождения. Сероводород может вновь образовать «вторичные» сульфиды, а сульфатная сера создает гипс. В свою очередь сульфиды и гипс вновь подвергаются разрушению, и сера возобновляет свою миграцию.

1. Сероводород выделяется в результате вулканической деятельности, при гниении белков животных и растений, при работе химической, текстильной, кожевенной промышленности, но, несмотря на это, он не накапливается в больших количествах в воздухе. Почему?
2. Что собой представляет SO_2 , взаимодействует ли он с водой и что образует?
3. Предложить схему, как из сернистого газа можно получить серную кислоту.
4. Правила техники безопасности, которые нужно соблюдать при работе с серной кислотой.
5. Раскройте сущность понятий «биосфера», «экосфера». Какое значение они имеют для понимания круговорота серы в природе?
6. Какова роль живых организмов в круговороте серы в природе?

7. Опираясь на общую схему круговорота серы, дайте оценку экологического состояния воздушной среды при извержении вулкана.
8. Выделите источники антропогенных загрязнений окружающей среды и влияние последних на живые организмы.
9. *Творческое задание:* Составьте кроссворд или ребус, посвященный этой теме.

В завершении прохождения квеста-мини-конференции учитель подводит итоги, отмечает наиболее интересные выступления грамотами.

Урок №7. Урок-квест на тему: «Викторина. Подгруппа кислорода и ее типичные представители»

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Викторина. Подгруппа кислорода и ее типичные представители» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: рассмотреть тему: «Подгруппа кислорода и ее типичные представители» в форме викторины.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты: личностные, метапредметные, предметные.

УУД (универсальные учебные действия) учащихся.

Содержание квеста на тему: *«Викторина. Подгруппа кислорода и ее типичные представители».*

Здравствуйте, ребята, проведем квест в форме викторины для закрепления знаний на тему: «Подгруппа кислорода». Для этого разделимся на 2 команды.

Вам необходимо пройти испытания и получить как можно больше баллов. Для прохождения квеста вам понадобится смекалка и находчивость, дружба и ответственность, правильность выполнения заданий. С помощью викторины учащиеся решают проблему: «Подгруппа кислорода».

Вопросы, тесты, задачи и задания будут распределены по папкам с файлами. Учитель раздает их учащимся, проводит инструктаж по выполнению заданий, проверяет правильность выполнения заданий, объясняет ошибки, при необходимости делает подсказки. Для помощи ученикам и наглядности некоторые подсказки выводятся на экран проектора в виде мультимедийной презентации.

Далее ученики выполняют задания викторины, отвечают на вопросы. Затем учитель выставляет баллы («химы») учащимся.

Вопросы, задачи и задания к викторине на тему: «Подгруппа кислорода»

1. 2)8)6 - электронная конфигурация атома:

- O
- S
- Ar
- Ne

2. В отличие от кислорода, сера может проявлять с.о. + 6 и +4, т.к.:

- сера проявляет более восстановительные свойства
- у серы больший радиус
- у атома серы есть свободный d-подуровень
- сера находится в VI группе

3. В молекуле кислорода связь:

- ковалентная неполярная, двойная
- ковалентная полярная, двойная
- ковалентная неполярная, одинарная

- ковалентная полярная, одинарная

4. Оксиды SO_2 и SO_3 соответствуют кислотам:

- серной и сернистой
- сернистой и серной
- серной и сероводородной
- сернистой и сероводородной

5. Окислительные свойства серная кислота проявляет при взаимодействии с:

- Na_2O
- HNO_3
- Cu
- NaOH

6. Качественная реакция на кислород:

- запах озона
- взаимодействие с водородом
- образование оксидной пленки на алюминии
- образование черного налета на меди

7. Кислород проявляет степень окисления +2 в соединении:

- O_2
- O_3
- H_2O_2
- OF_2

8. Оксиды SO_2 и SO_3 :

- кислотные
- несолеобразующий и кислотный
- несолеобразующие

- амфотерные

9. С холодной H_2SO_4 конц не взаимодействует:

- Zn
- Al
- Cu
- S

10. При взаимодействии 34 г сероводородной кислоты с концентрированной серной кислотой выделилось газ объемом (н.у.):

- 11.2 л
- 44.8 л
- 22.4 л
- 89,6 л

Ответы: 1-2, 2-3, 3-1, 4-2, 5-3, 6-2, 7-4, 8-1, 9-2, 10-4

За каждый правильный ответ команда зарабатывает 1 балл («хим»).

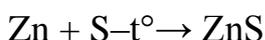
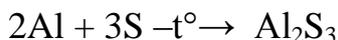
1. Сколько электронов находится на внешнем энергетическом уровне каждого элемента подгруппы кислорода? (6 электронов)
2. В главной подгруппе 6-ой группы какие еще сходные по свойствам с кислородом и серой имеются элементы? (селен, теллур, полоний)
3. Какую степень окисления в большинстве соединений проявляет кислород? (С.О. -2)
4. Какие степени окисления может проявлять сера? +4, +6, -2
5. Почему кислород проявляет постоянную валентность, а сера нет?
 - Сера находится в третьем периоде периодической системы Д. И. Менделеева, а кислород во втором, это значит, что у атомов серы на 3-ем энергетическом уровне имеются 5 незаполненных d-орбиталей, на которые могут переходить 3s и 3p-электроны, в результате чего у серы появляется четыре или шесть неспаренных электронов и соответственно сера может быть также четырех- и шестивалентной.
6. Как называется явление, когда один и тот же химический элемент образует несколько простых веществ? (аллотропия)
7. Назовите аллотропные модификации кислорода и серы (кислород и озон), (сера ромбическая, моноклинная, пластическая).

8. В реакциях с какими веществами сера проявляет окислительные свойства?

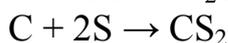
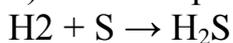
Сера реагирует со щелочными металлами без нагревания:



с остальными металлами (кроме Au, Pt) - при повышенной t° :



2) С некоторыми неметаллами сера образует бинарные соединения:



9. Перечислите природные соединения серы. (Свинцовый блеск);

(медный блеск, цинковая обманка, пирит, сероводород);

(Сульфаты: гипс, мирабилит, глауберова соль).

10. Какая аллотропная модификация серы наиболее устойчивая?

(Ромбическая сера.)

11. Что представляет собой «греческий огонь», с помощью которого

защитники Константинополя сожгли арабский флот в 670 г? (Обычно называются такие вещества как нефть, различные масла, горючие смолы, сера, асфальт и – обязательно! – некий "секретный компонент". Наиболее адекватным вариантом видится смесь негашеной извести и серы, которая загорается при соприкосновении с водой, и каких-либо вязких носителей наподобие нефти или асфальта.)

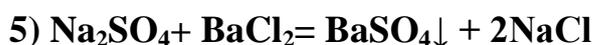
12. Что нельзя делать при работе с концентрированной серной кислотой?

Почему? (При **разбавлении** концентрированных кислот водой нужно **лить кислоту в воду**, а не наоборот, при постоянном помешивании. Если приливать воду к концентрированной кислоте (особенно серной), то происходит сильное разогревание и разбрызгивание жидкости, что может привести к ожогам.)

13. Какую соль серной кислоты используют в борьбе с вредителями и

болезнями растений? (медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

14. Что является качественной реакцией на сульфат-ионы?



Задача для 1 команды: При обжиге цинковой обманки (ZnS) массой 64,7 г, содержащей 10% примесей, на практике собрали 12 л сернистого газа.

Определите объемную долю выхода продукта реакции от теоретически возможного (в %).

Задача для 2 команды: При взаимодействии 228 г раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 20% с достаточным количеством цинка получили газ объемом 8 л. Вычислите объемную долю выхода продукта от теоретически возможного (в%).

Пока капитаны решают задачу на доске, у каждой команды есть возможность заработать дополнительные (химы) в свою копилку.

«Черный ящик»: в этом ящике находится некий предмет, который имеет непосредственное отношение к теме нашей игры. Первую подсказку я зачитываю бесплатно, если ни одна команда не отгадывает сразу о чем идет речь, то последующие подсказки вы покупаете на заработанные уже деньги-химы, причем право отгадать по подсказке будет у той команды, которая больше за нее заплатит. За правильно отгаданный предмет команда получит 5 химов.

Подсказки: 1. Впервые этот предмет сделал в 1805 г французский химик Шансель. Основным компонентом была смесь серы, бертолетовой соли и киновари с концентрированной серной кислотой.

2. В середине 19 века в смесь для основного компонента добавляли белый фосфор – очень ядовитое вещество. И такие предметы были крайне вредны для здоровья. Они стоили очень дорого и были доступны далеко не всем.

3. Позднее для производства этих предметов стали использовать смесь серы, красного фосфора, бертолетовой соли и некоторых других хорошо воспламеняющихся реагентов. Эти предметы получили название «шведские» и в нашей стране выпускаются практически без изменений до сих пор.

4. Часто используются как объект для сравнения размера при фотографировании небольших предметов.

Проверка решений задач на доске капитанов.

Итоги

В заключении учитель подводит итоги викторины, определяет команду победителей и выясняет, понравилась ли викторина учащимся в форме рефлексии.

Урок №8. Аммиак

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Аммиак» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: раскрыть проблему производства аммиака, рассмотреть историю открытия, способы получения, строение, физические и химические свойства аммиака, а также его применение.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты: личностные, метапредметные, предметные.

УУД (универсальные учебные действия)

Ребята, на сегодняшнем уроке нам с вами предстоит быть не просто учениками и учителем, а работниками завода по производству водородного соединения азота – аммиака. Я буду технологом, а вы моими помощниками – работниками завода. От начальства нам было поручено задание – изучить подробно всю информацию о летучем водородном соединении азота с целью его получения и производства. В связи с этим, технолог предлагает работникам – помощникам назвать тему урока. Ученики – работники завода называют тему: «Аммиак» и решают проблему: «Производство аммиака».

Технологи предлагает помощникам отправиться в цеха по производству аммиака для того, чтобы найти там и обработать в них необходимую информацию для получения аммиака. Для этого учащимся нужно разделиться на 4 бригады работников завода. В каждой бригаде необходимо выбрать бригадира. Каждой из бригад учитель предлагает вопросы и задания, которые будут помогать в поиске основ производства и получения аммиака. Выполнив их, ученики-помощники (работники завода) предоставят технологу ответы в форме устного отчета на совещании у начальства завода, остальные работники завода (помощники технолога) запишут изученный материал в тетради.

Цеха будут представлены в форме бочки с находящейся в ней информацией с карточками-заданиями. Ваша задача выбрать подходящую информацию по предложенным вопросам. Учитель (технолог) раздает учащимся маршрутные листы, с целью ориентирования по цехам.

В каждой бригаде работников завода можно разделить обязанности между ее участниками: один из помощников технолога находит нужный материал, научный работник выбирает главные факты при ответе на предложенные вопросы, а бригадир каждой бригады будет выступать на совещании у начальства завода.

Время на изучение и анализ текста ограничено (5-7 мин).

На основе выступлений помощников, технолог выполнит поручение начальства и получит аммиак в промышленности, а также оценит работу учеников.

Цех №1 «Строение аммиака»

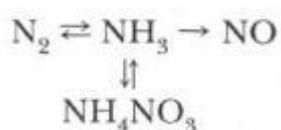
Аммиак – одно из важнейших водородных соединений азота (их у него несколько). Он имеет огромное практическое значение. Жизнь на Земле обязана своим существованием способности некоторых бактерий превращать азот воздуха в аммиак.

Строение молекулы аммиака. Молекула аммиака образуется за счет ковалентных связей трех р-электронов атома азота с тремя s-электронами атомов водорода. Вследствие разницы значений ОЭО атомов азота и водорода связи N—H полярны. Общие электронные пары смещены к атому азота как к более электроотрицательному. Три атома водорода присоединяются к атому азота так, что их связи образуют углы около 100°, т. е. молекула аммиака имеет пирамидальную форму. Одна из вершин молекулы аммиака занята неподделенной электронной парой атома азота. Молекула аммиака сильно полярна.

Бригада №1 должна взять материал из «бочки»-цеха, изучить его и ответить на предложенные технологом вопросы.

Вопросы и задания

1. Каково строение молекулы аммиака и как оно предопределяет его физические и химические свойства?
2. Изобразите схему образования иона аммония и объясните его механизм.
3. Как объяснить хорошую растворимость аммиака в воде? Какие процессы при этом происходят? Запишите уравнения реакций.
4. Как осуществить предложенные ниже превращения?



Напишите уравнения этих реакций и укажите их условия.

5. Смешали 10,7 г хлорида аммония с 6 г гидроксида кальция и смесь нагрели. Какой газ и в каком количестве по его массе и объему выделился (н. у.)?
6. Почему аммиак с кислотами реагирует активнее, чем с водой? Запишите уравнения этих реакций и раскройте их смысл.
7. Какие соли и в каком количестве образуются в растворе, содержащем 49 г серной кислоты, при поглощении им 16,8 л аммиака (н. у.)?

8. Напишите уравнения реакций аммиака с азотной и серной кислотами. Назовите продукты этих реакций.

Среди перечисленных свойств укажите те свойства, которые характерны для аммиака:

- легче воздуха;
- тяжелее воздуха;
- газ желто-зеленого цвета;
- бесцветный газ;
- ядовитый;
- неядовитый;
- газ с резким запахом;
- газ без запаха.

Осуществить превращения по схеме:

а) Азот → Аммиак → Оксид азота (II)

б) Нитрат аммония → Аммиак → Азот

в) Аммиак → Хлорид аммония → Аммиак → Сульфат аммония

Для ОВР составить электронный баланс, для реакций ионного обмена полные, ионные уравнения.

Цех №2 «Изучение получения аммиака в лаборатории и промышленности»

Получение аммиака. Аммиак может быть получен несколькими способами. В лаборатории аммиак получают действием щелочей на соли аммония при нагревании

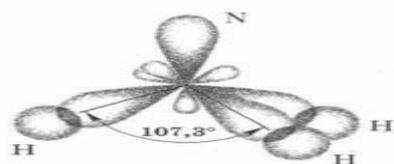


Рис. 27 Образование связей в молекуле аммиака

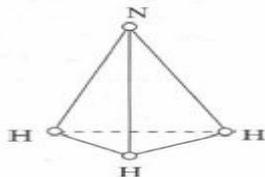


Рис. 28. Модель молекулы NH_3

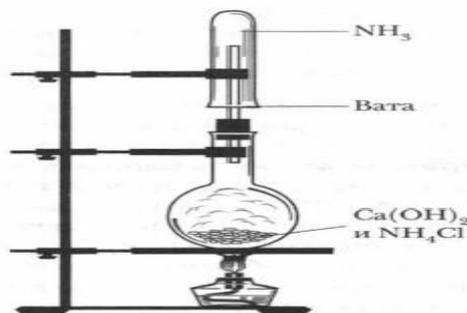


Рис. 29. Получение аммиака в лаборатории

Демонстрационный опыт. Получение аммиака. Для получения аммиака возьмем примерно равные объемы (2-3 ложки) мелкокристаллического хлорида аммония NH_4Cl и твердой (лучше слегка влажной) гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Оба порошка перемешаем в фарфоровой ступке и поместим в круглодонную колбу, заполнив ее приблизительно на 1/3 (при меньшем количестве смеси образовавшиеся при реакции капли воды будут стекать на более нагретые стенки нижней половины колбы, и она может треснуть). Осторожно нагреем колбу со смесью. Наличие аммиака определим по запаху. Выделяющийся аммиак соберем в демонстрационную пробирку способом вытеснения воздуха и продеваем с ним опыты, подтверждающие его свойства.

Концентрированный раствор аммиака, поступающий в лаборатории, содержит 25% аммиака. В домашнем обиходе используется аптечный раствор «нашатырный спирт», содержащий 10% аммиака.

Бригада №2 должна взять материал из «бочки»-цеха, изучить его и ответить на предложенные технологом вопросы.

Цех №3. Физические свойства аммиака

Физические свойства аммиака. Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, почти в два раза легче воздуха. Его относительная плотность по воздуху d_v равна 0,48. При охлаждении аммиака до -33°C он сжижается.

Аммиак прекрасно растворяется в воде вследствие своей полярности (в 1 объеме воды растворяется 700 объемов аммиака), а также благодаря образованию водородных связей между молекулами аммиака и воды.

Молекулы жидкого аммиака, как и молекулы воды, могут образовывать ассоциаты за счет возникновения водородных связей:

Водородная связь возникает между атомом водорода одной молекулы аммиака, несущим частичный положительный заряд, и электроотрицательным атомом азота другой молекулы аммиака.

Демонстрационный опыт. Растворимость аммиака NH_3 в воде. Этот опыт можно проделать, заполнив аммиаком цилиндр или пробирку (см. рис. 30). **(Проводить в вытяжном шкафу!)**

Для демонстрации хорошей растворимости аммиака в воде можно провести опыт «Фонтан», который описан при изучении растворимости хлороводорода в 8 классе.

Растворимость аммиака еще больше, чем у HCl : в колбе создается вакуум, и немедленно начинает бить фонтан. Если добавить в раствор аммиака лакмус или фенолфталеин, они покажут не кислотный, а щелочной характер раствора, что указывает на наличие в нем гидроксид-иона.

Обратимся вновь к анализу происходящего и с помощью ионных уравнений рассмотрим механизм процесса:

Молекула аммиака принимает положительно заряженный протон молекулы воды, предоставляя в общее пользование неподеленную электронную пару атома азота. По донорно-акцепторному механизму образуется дополнительная связь N—H , что ведет к возникновению иона аммония с зарядом $+1$: $[\text{NH}_4]^+$. Оставшийся гидроксид-ион OH придает аммиачной воде щелочной характер.

При работе с аммиаком надо помнить, что даже незначительное содержание его приводит к раздражению слизистой оболочки носа, горла и т. д. Повышенное содержание аммиака в воздухе приводит к поражению глаз, воспалению легких.

Средства первой помощи при отравлении аммиаком: свежий воздух, обильное промывание глаз водой, вдыхание водяного пара.

Бригада №3 должна взять материал из «бочки»-цеха, изучить его и ответить на предложенные технологом вопросы.

Цех №4 Химические свойства аммиака

Химические свойства аммиака. Аммиак — химически активное соединение. Он вступает в реакции со многими веществами. Наиболее характерны для него реакции окисления и присоединения, что связано со степенью окисления азота (-3) в молекуле аммиака и с особенностями ее строения.

1. Реакции окисления. В окислительно-восстановительных реакциях аммиак может выступать только в качестве восстановителя.

Он вступает в окислительно-восстановительную реакцию с кислородом – горит в кислороде:

В присутствии катализатора процесс окисления аммиака идет до образования оксида азота (II). При пропускании смеси аммиака с кислородом (воздухом) над раскаленной платиной (катализатор) выделяется бесцветный газ NO, который на воздухе быстро бурет (окисляется дальше):

Эта реакция имеет большое значение, так как лежит в основе промышленного получения азотной кислоты из аммиака.

2. Реакции присоединения. Аммиак активно соединяется как с водой, так и с кислотами.

При взаимодействии аммиака с соляной кислотой происходит реакция присоединения:

напишите уравнение химической реакции.

Аммиак взаимодействует и с другими кислотами.

Продуктами взаимодействия аммиака с кислотами являются соли аммония.

Обратимся вновь к строению атома азота и молекулы аммиака.

*Вспомните механизм образования иона гидроксония при растворении хлороводорода в воде (см. § 5). За счет неподеленной пары электронов атома азота молекулы аммиака устанавливают прочную ковалентную связь с ионом водорода молекулы воды по донорно-акцепторному механизму с образованием **катиона аммония**.*

В водном растворе ион аммония играет роль катиона, а гидроксид-ион воды создает щелочную среду.

Реакции аммиака с кислотами идут по такому же механизму, как и с H_2O .

В завершении прохождения квеста, технолог благодарит своих помощников, за плодотворную работу на совещании, подводит итоги.

Урок №9. Соли аммония

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Соли аммония» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

- 4) **Образовательная:** рассмотреть историю открытия, способы получения, строение, физические и химические свойства солей аммония, а также их применение.
- 5) **Воспитательная:** продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.
- 6) **Развивающая:** развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты:

Личностные:

Уважаемые ребята! Сегодня мы с вами попали в необычную химическую страну, олицетворяющую собой название соединений летучего водородного

соединения азота (аммиака). Учитель подводит учащихся к теме урока-квеста. Дети называют тему урока «Соли аммония».

Учитель предлагает ученикам интересное, познавательное и увлекательное путешествие-соревнование по химической «стране». Разделимся на 3 города этой страны. Необходимо решить проблему: «Соли аммония в жизни человека». Победит тот из городов, который лучше и быстрее пройдет маршрут. Учитель предоставит маршрутные листы с картой. Нанесенные на карту пункты-точки содержат вопросы и задания (ответы записываются в тетрадь). Надо пройти 3 города - №1, №2, №3. Ребята, помните, что время нахождения в каждом городе ограничено! (примерно 7 минут). Через 7 минут участники городов передвигаются по другим городам страны, меняясь «городами», и отвечают на другие вопросы.

В каждом городе ученикам учитель разделяет обязанности между его участниками: один ученик находит нужный материал, другой - выбирает главные факты при ответе на предложенные вопросы.

Предоставляется карта страны с городами «Соли аммония»

Город №1 Общая характеристика солей аммония и их получение

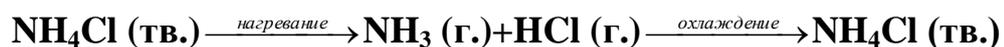
Соли аммония. С многоосновными кислотами аммиак образует соли двух видов: *кислые*, например NH_4HSO_4 (гидросульфат аммония), и *средние*, например $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (сульфат аммония).

Получение: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$ (нитрат аммония);

$2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (сульфата аммония) + $2\text{H}_2\text{O}$.

Свойства солей аммония сходны со свойствами солей щелочных металлов, особенно солей калия и рубидия. Это белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде (см. таблицу растворимости). Они сильные электролиты.

Твердые соли термически неустойчивы и при нагревании разлагаются. Если соль аммония образована летучей кислотой, то при нагревании выделяются кислота и аммиак, способные при охлаждении вновь образовать соль:



В остальных соли аммония проявляют общие свойства класса солей.

Вопросы и задания:

- 1) Вспомните процесс возгонки кристаллического йода. Чем этот процесс отличается от процесса разложения хлорида аммония?
- 2) Решите задачу, условие которой: «Смешали 10,7 г хлорида аммония с 6 г гидроксида кальция и смесь нагрели. Какой газ и в каком количестве по его массе и объему выделился (н. у.)?»
- 3) Какие соли и в каком количестве образуются в растворе, содержащем 49 г серной кислоты, при поглощении им 16,8 л аммиака (н. у.)?
- 4) Установите взаимосвязь свойств и применения солей аммония.
- 5) Реакция нейтрализации между гидроксидом аммония и азотной кислотой. Напишите уравнение химической реакции, расставьте коэффициенты, назовите полученную соль аммония.
- 6) Дым без огня (реакция между соляной кислотой и гидроксидом аммония). Напишите уравнение химической реакции, расставьте коэффициенты, назовите полученную соль аммония.
- 7) Рассмотреть применение солей аммония. Проанализировать проблему загрязнения почвы соединениями азота.
- 8) Запишите формулы солей аммония:

хлорид аммония;

нитрат аммония;

сульфат аммония;

фосфат аммония.

- 9) Напишите реакции получения солей аммония.
- 10) Охарактеризуйте физические свойства солей аммония, отметьте их особенности при растворении в воде.

Город №2 Химические свойства солей аммония

Химические свойства солей аммония:

Соли аммония имеют ионную решетку и обладают всеми свойствами типичных солей:

- 1) являются сильными электролитами – подвергаются диссоциации в водных растворах, образуя катион аммония и анион кислоты:

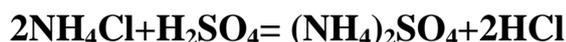


- 2) подвергаются гидролизу (соль слабого основания и сильной кислоты):



среда кислая, $\text{pH} < 7$, лакмус красный;

- 3) вступают в обменную реакцию с кислотами и солями:



- 4) взаимодействуют с растворами щелочей с образованием аммиака – качественная реакция на ион аммония:

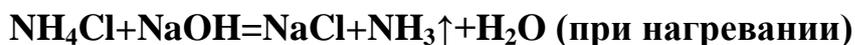


соли аммония определяют по запаху выделившегося в результате реакции аммиака, а также по синей окраске лакмуса;

- 5) разлагаются при нагревании:



Качественной реакцией для иона аммония NH_4^+ является взаимодействие солей аммония со щелочами при нагревании:



Лабораторный опыт. Качественная реакция на ион аммония NH_4^+ . В пробирку с раствором хлорида аммония прилейте раствор щелочи и

подогрейте. Аммиак обнаруживается по запаху, а также по окрашиванию влажной лакмусовой бумажки, внесенной в верхнюю часть пробирки.

Город №3 Применение аммиака и солей аммония

Применение аммиака и солей аммония. Большая часть аммиака используется для производства азотной кислоты и ее солей, соды, минеральных удобрений, содержащих азот. Жидкий аммиак применяют в холодильных установках. Нашатырный спирт применяют в медицине, а также в быту для выведения пятен в составе пятновыводящих смесей. Водные растворы аммиака применяют в химических лабораториях.

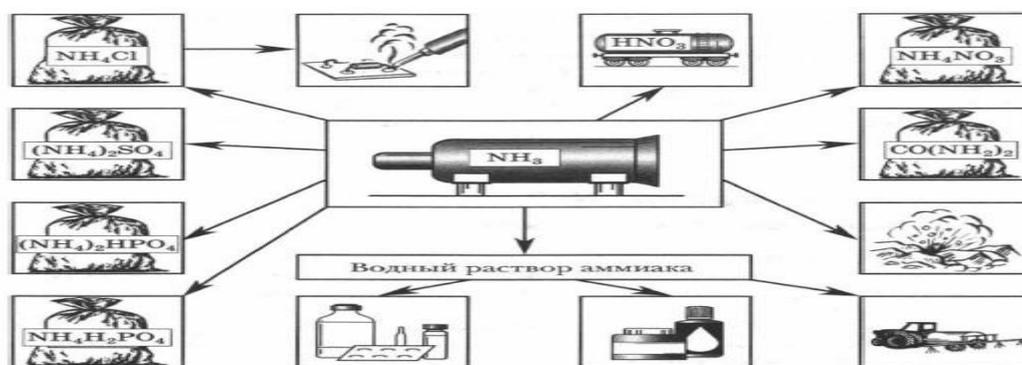


Рис. 33. Применение аммиака

Широкое практическое применение находят и соли аммония. Нитрат аммония в смеси с сульфатом аммония используется как азотсодержащее удобрение. Нитрат аммония является компонентом при производстве взрывчатых веществ — аммоналов. Хлорид аммония (нашатырь¹) применяют при пайке металлов для очистки их поверхности (за счет хлороводорода, выделяющегося при разложении нашатыря), при их сварке, а кроме того — в сухих элементах (электрических батареях) в качестве электролита.

¹**Нашатырь** – техническое название хлорида аммония. Не путайте с нашатырным спиртом.

В завершении прохождения квеста, учитель вместе с учащимися подводит итоги. В форме рефлексии дети рассказывают, что понравилось или нет, что было сложно сделать, что легко и т.д.

Урок №10. Несолеобразующие оксиды азота

Цель: познакомить учащихся с квест-технологией; изучить тему: «Несолеобразующие оксиды азота» в форме квеста, сделать выводы по уроку-квесту.

Задачи:

Образовательная: рассмотреть способы получения, строение, физические и химические свойства несолеобразующих оксидов азота.

Воспитательная: продолжить формирование кругозора и естественнонаучного химического мировоззрения учащихся по химии. Связь химии с жизнью через применение веществ.

Развивающая: развивать у учащихся интеллектуальные умения и навыки (сопоставлять, сравнивать, анализировать, обобщать, систематизировать и т.д.).

Планируемые результаты:

Личностные:

- Учитель должен помочь учащимся использовать в их учебной деятельности естественнонаучное и химическое мышление для выбора стратегии мотивов поведения и действий, а также активности в качестве одной из ценностных установок.

Метапредметные:

- Учитель направляет учеников, чтобы они самостоятельно обнаруживали и формулировали проблему в классной и индивидуальной учебной деятельности, выдвигали версии решения проблемы, осознавали конечный результат, выбирали из предложенных, и искали самостоятельно средства достижения цели.

Предметные:

- Обучающиеся при поддержке учителя должны уметь анализировать, сравнивать, обобщать понятия: давать определение понятиям на основе изученного на различных предметах учебного материала.

УУД (универсальные учебные действия) учащихся:

1) К *личностным УУД* относятся:

- действия смыслообразования и нравственно-этического оценивания, реализуемые на основе ценностно-смысловой направленности учащихся, а также способности действовать в социальных ролях и межличностных отношениях.

2) К *регулятивным универсальным учебным действиям* относятся обеспечивающие организацию учебной деятельности:

- целеполагание;
- планирование;
- составление плана и последовательности действий.

7) К *познавательным универсальным учебным действиям учащихся* можно отнести такие действия, как *общеучебные*, включая знаково-символические;

логические;

действия постановки и решения проблем.

В число общеучебных действий входят:

- поиск и выделение необходимой информации;
- умение осознанно и произвольно строить речевое высказывание в устной и письменной форме.

Наряду с общеучебными также выделяются *универсальные логические действия*:

- анализ объектов с целью выделения признаков (существенных, несущественных).

4) В состав *коммуникативных универсальных учебных действий* входят: - планирование учебного сотрудничества с учителем и сверстниками;

- постановка вопросов – инициативное сотрудничество в поиске и сборе информации.

Здравствуйте, ребята! Сегодня мы «поедем» на машинах в компанию пищевых производств. Разделимся на 3 отдела: Отдел №1. Оксид азота (I);

Отдел №2. Оксид азота (II); Отдел №3. Свойства несолеобразующих оксидов азота. Учитель будет директором компании, а учащиеся – менеджерами. Вопросы и задания будут выложены директором на полках. Время каждому отделу по 10 мин на выполнение заданий. Общими усилиями необходимо решить проблему: «Роль несолеобразующих оксидов азота в жизни человека». Каждый отдел, выполнив задания, делает отчет директору и предоставляет информацию другим отделам. Другие же отделы тоже знакомятся с работой отделов. Ответы записать в тетради.

Отдел №1. Оксид азота (I)

Отдел №2. Оксид азота (II)

Отдел №3. Свойства несолеобразующих оксидов азота

Отдел №1. Оксид азота (I)

N₂O

Строение молекулы

Молекула N₂O линейная, малополярная, её строение описывается при помощи двух резонансных структур. Связь между атомами азота равна 0,113 нм, она сравнима с длиной тройной связи.



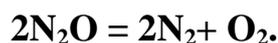
Физические свойства

При комнатной температуре оксид азота (I) N₂O – бесцветный газ, без запаха, сладковатый на вкус, растворим в воде, при 0°С 1 объем газа растворяется в 1 объеме воды. Температура плавления -91°С, температура кипения -89°С. При вдыхании вызывает судорожный смех, поэтому имеет название «веселящий газ».

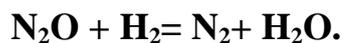
Химические свойства

Оксид азота (I) не взаимодействует с водой. Несолеобразующий оксид. Проявляет окислительные свойства, в нем, как и в кислороде, вспыхивает тлеющая лучина и ярко горит сера.

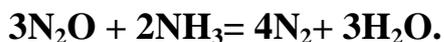
При нагревании выше 600°С разлагается со взрывом:



Взаимодействует с водородом:



При поджигании смеси оксида азота (I) и аммиака происходит взрыв:



При взаимодействии с сильными окислителями проявляет восстановительные свойства:



Получение

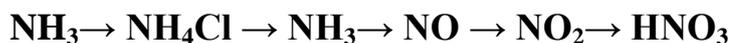
Оксид азота (I) получают термическим разложением нитрата аммония при температуре около 200°C:



нагревание нужно проводить очень осторожно, перегрев и использование больших количеств нитрата может привести к взрыву.

Вопросы и задания

- 1) Напишите уравнения реакций следующих превращений и укажите условия их протекания:



- 2) Описать химические свойства N_2O и NO . К какому классу оксидов относятся эти соединения?
- 3) Что такое несолеобразующий оксид? приведите по возможности примеры.
- 4) Решите тестовое задание: Оксид азота (II) реагирует с

а. водородом

б. кислородом

в. водой

г. соляной кислотой

5) Не взаимодействует с водой оксид:

А. N_2O_3 Б. NO В. N_2O Г. N_2O_5

6) Несолеобразующим оксидом является:

А. N_2O Б. N_2O_3 В. N_2O_5 Г. NO_2

7) *Бесцветный газ с неприятным запахом. В воде почти нерастворим. Образуется из азота и кислорода при сильных электрических разрядах (например, во время грозы в воздухе) или при высокой температуре:*

О каком несолеобразующем оксиде азота идет речь?

8) Рассмотреть применение несолеобразующих оксидов азота.

9) **Укажите все несолеобразующие оксиды азота:**

N_2O, N_2O_3, N_2O_5

NO_2, N_2O_3, N_2O_5

NO_2, N_2O_3, N_2O

NO, N_2O, NO_2

10) $8Na + 10HNO_3 \rightarrow 8NaNO_3 + N_2O\uparrow + 5H_2O$ (ответ)

Написать взаимодействие $Na + HNO_3 \rightarrow N_2O + \dots + \dots$

11) Преобразуйте данную схему в уравнение реакции и предложите все возможные способы смещения реакции вправо:



Отдел №2. Оксид азота (II)

Газообразное вещество без цвета и запаха при нормальных условиях, малорастворимо в воде: при $0^\circ C$ в 1 объеме воды растворяется всего 0,07 объема монооксида азота. При $t = 151,8^\circ C$ сжижается, при $t = -163,7^\circ C$ затвердевает.

По химическим свойствам оксид азота (II) относится к несолеобразующим, или безразличным, оксидам, так как он не образует никакой кислоты и не реагирует со щелочами. Но он легко окисляется кислородом воздуха. Стоит только снять с сосуда с оксидом азота (II) закрывающее его стекло, как над сосудом появляется бурое облако оксида азота (IV) с резким запахом (рис. 1).



Рис. 34. Окисление оксида азота (II) на воздухе

Рисунок 1 Окисление оксида азота (II) на воздухе

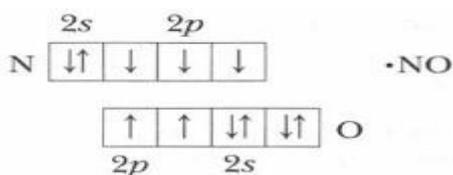
Эта реакция экзотермическая и обратимая. Реакция протекает следующим образом:



При повышении температуры и понижении давления равновесие смещается влево.

Проблема. Какова причина такой высокой реакционной способности этого несолеобразующего оксида?

Способность NO вступать в окислительно-восстановительные реакции predetermined низкой степенью окисления атома азота +2, что объясняет возможность ее дальнейшего окисления. Но в данном случае поражает высокая химическая активность этого вещества. Ее следует искать в особенностях строения молекулы NO. Молекула оксида азота (II) не совсем обычна по своему строению. Обратимся к схеме образования химической связи между атомом азота и атомом кислорода.



Молекулы, имеющие орбиталь с одним неспаренным электроном, обладают высокой химической активностью.

Оксид азота (II) – единственный из всех оксидов азота, который образуется при непосредственном взаимодействии кислорода с азотом.



NO образуется также при грозовом разряде в атмосфере. Статистика утверждает, что в атмосфере нашей планеты ежегодно вспыхивают три с

лишим миллиарда молний. Мощность отдельных разрядов достигает 200 млн. киловатт, а воздух разогревается при этом (локально) до 20 000 К, хотя разряд молнии длится десятитысячную долю секунды. При такой чудовищной температуре молекулы азота и кислорода разрываются на атомы, которые активно и легко соединяются друг с другом, образуя молекулы оксида азота (II). Молекулы NO быстро окисляются на воздухе до более стабильных молекул оксида азота (IV). Этот атмосферный процесс во многом помогает решать проблему связывания свободного азота (рис. 36).

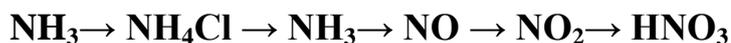
В промышленности оксид азота (II) получают каталитическим окислением аммиака (вы уже знакомы с этой реакцией):



а также пропуская воздух (содержащий по объему 78% азота) через электрическую дугу.

Вопросы и задания

- 5) Напишите уравнения реакций следующих превращений и укажите условия их протекания:



- 6) Описать химические свойства N_2O и NO . К какому классу оксидов относятся эти соединения?
- 7) Что такое несолеобразующий оксид? приведите по возможности примеры.

- 8) Решите тестовое задание: Оксид азота (II) реагирует с

а. водородом

б. кислородом

в. водой

г. соляной кислотой

5) Не взаимодействует с водой оксид:

А. N_2O_3 Б. NO В. N_2O Г. N_2O_5

6) Несолеобразующим оксидом является:

А. N₂O Б. N₂O₃ В. N₂O₅ Г. NO₂

7) *Бесцветный газ с неприятным запахом. В воде почти нерастворим. Образуется из азота и кислорода при сильных электрических разрядах (например, во время грозы в воздухе) или при высокой температуре:*

О каком несолеобразующем оксиде азота идет речь?

8) Рассмотреть применение несолеобразующих оксидов азота.

9) **Укажите все несолеобразующие оксиды азота:**

N₂O, N₂O₃, N₂O₅

NO₂, N₂O₃, N₂O₅

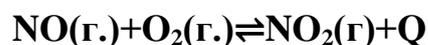
NO₂, N₂O₃, N₂O

NO, N₂O, NO₂

10) $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ (ответ)

Написать взаимодействие $\text{Na} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}\uparrow + \dots + \dots$

11) Преобразуйте данную схему в уравнение реакции и предложите все возможные способы смещения реакции вправо:



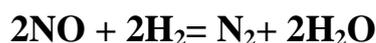
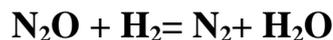
Отдел №3. Свойства несолеобразующих оксидов азота

Несолеобразующие оксиды не реагируют с растворами щелочей и с кислотами.

Химические свойства несолеобразующих оксидов

1. Окислительные свойства.

Несолеобразующие оксиды могут реагировать с водородом. Например, смеси оксидов азота (I) и (II) с водородом взрывают.

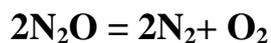


2. Восстановительные свойства.

Бесцветный оксид азота (II) окисляется на воздухе при обычных условиях до оксида азота (IV) — газообразного вещества, имеющего бурую окраску.



Оксид азота (I) — термодинамически нестабильное соединение и при нагревании разлагается.



Способы получения несолеобразующих оксидов

Оксид азота (I) – веселящий газ — используют в медицине для ингаляционного наркоза, его получают разложением нитрата аммония при нагревании.



Оксид азота (II) – промежуточное вещество при промышленном производстве азотной кислоты, его получают каталитическим окислением аммиака.

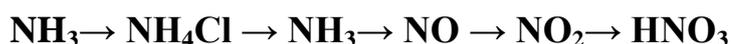
Оксид азота (II) образуется также при электрических разрядах, например, во время грозы.

В лабораторной практике оксид азота (II) получают действием разбавленной азотной кислоты на некоторые металлы, например, медь:



Вопросы и задания

- 9) Напишите уравнения реакций следующих превращений и укажите условия их протекания:



- 10) Описать химические свойства N_2O и NO . К какому классу оксидов относятся эти соединения?
- 11) Что такое несолеобразующий оксид? приведите по возможности примеры.
- 12) Решите тестовое задание: Оксид азота (II) реагирует с

а. водородом

б. кислородом

в. водой

г. соляной кислотой

5) Не взаимодействует с водой оксид:

А. N₂O₃ Б. NO В. N₂O Г. N₂O₅

6) Несолеобразующим оксидом является:

А. N₂O Б. N₂O₃ В. N₂O₅ Г. NO₂

7) Бесцветный газ с неприятным запахом. В воде почти нерастворим. Образуется из азота и кислорода при сильных электрических разрядах (например, во время грозы в воздухе) или при высокой температуре:

О каком несолеобразующем оксиде азота идет речь?

8) Рассмотреть применение несолеобразующих оксидов азота.

9) Укажите все несолеобразующие оксиды азота:

N₂O, N₂O₃, N₂O₅

NO₂, N₂O₃, N₂O₅

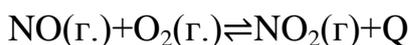
NO₂, N₂O₃, N₂O

NO, N₂O, NO₂

10) $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$ (ответ)

Написать взаимодействие $\text{Na} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots + \dots$

11) Преобразуйте данную схему в уравнение реакции и предложите все возможные способы смещения реакции вправо:



Итоги

В заключение прохождения квеста, подводим итоги. В форме рефлексии директор выясняет, что было сложно, что легко сделать.

ОГЛАВЛЕНИЕ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ПОСОБИЯ:

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	4
УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ ПЛАН УРОКОВ В 9 КЛАССЕ	
по учебнику «Химия» 9 класса Н.Е. Кузнецовой.....	8
СОДЕРЖАНИЕ УРОКОВ В 9 КЛАССЕ.....	10
Урок № 1. Общая характеристика неметаллов подгруппы кислорода.....	10
Урок №2. Кислород. Озон.....	18
Урок №3. Сера-представитель VIA-группы. Аллотропия серы. Свойства и применение.....	30
Урок №4. Кислородсодержащие соединения (IV) и (VI).....	38
Урок №5. Технологическая карта урока по химии Тема: Урок-квест «Серная кислота».....	44
Урок №6 Мини-конференция Экология серы и ее соединений.....	61
Урок №7 Урок-квест на тему: «Викторина. Подгруппа кислорода и ее типичные представители».....	67
Урок №8. Аммиак.....	73
Урок №9. Соли аммония.....	80
Урок №10. Несолеобразующие оксиды азота.....	85
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....	95