

Муниципальное общеобразовательное учреждение
«Ревякинская средняя школа»
Ясногорского района Тульской области

УТВЕРЖДЕНО
на заседании педагогического совета
(протокол № 1 от 28 августа 2015 г.,
приказ МОУ «Ревякинская средняя школа»
от 01.09.2015 № 58/20)
Директор:  Ю.В. Истратова



Муниципальное общеобразовательное учреждение
«Ревякинская средняя школа»
Ясногорского района Тульской области

УТВЕРЖДЕНО

на заседании педагогического совета
(протокол № 1 от 28 августа 2015 г.,
приказ МОУ «Ревякинская средняя школа»
от 01.09.2015 № 58/20)

Директор:

Ю.В. Истратова

**Рабочая программа
по курсу химии
8 - 9 классы**

Учитель: Бывших Раиса Ивановна

п. Ревякино

2014 – 2015 учебный год.

1. Пояснительная записка

Рабочая программа составлена на основании «Программы курса химии для 8-9 классов общеобразовательных учреждений», допущенной Министерством образования и науки Российской Федерации и соответствующей федеральному компоненту государственного образовательного стандарта. Авторы Н.Е. Кузнецова, И.М. Титова, Н.Н. Гара.

Данная рабочая программа соответствует учебному плану МОУ «Ревякинская средняя школа», составленному на основе базисного учебного плана для общеобразовательных учреждений Тульской области, реализующих программы общего образования, утвержденного приказом департамента образования Тульской области от 05.06.2006 № 626, с изменениями, внесенными приказом департамента образования Тульской области от 24.06.2011 № 477.

Рабочая программа реализуется в учебниках для общеобразовательных учреждений авторов Н.Е.Кузнецовой, И.М.Титовой, Н. Н. Гара .«Химия. 8 класс» и «Химия. 9 класс».

Уровень программы: основное общее образование.

Уровень изучения учебного материала: общеобразовательный.

2. Общая характеристика учебного курса, предмета, дисциплины (модуля)

В системе естественно – научного цикла химия как учебный предмет занимает важное место в познании законов природы, в материальной жизни общества, в решении глобальных проблем человечества, в формировании научной картины мира, а также в воспитании экологической культуры людей. Содержание учебного предмета включает сведения о неорганических веществах, их строении и свойствах, а также о химических процессах, протекающих в окружающем мире. Теоретическую основу изучения неорганической химии составляют атомно – молекулярное учение и периодический закон Д. И. Менделеева.

3. Описание места учебного курса, предмета, дисциплины (модуля) в учебном плане:

Рабочая программа 8 класса рассчитана на 70 ч/год, 9 класса рассчитана на 68 ч/год из расчёта 2 часа в неделю

4. Описание ценностных ориентиров содержания учебного курса, предмета, дисциплины (модуля)

Содержание учебного предмета «Химия» в основной школе непосредственно связано с наукой химией, отражает ее объекты и логику химического познания. Это обусловлено ролью химии в познании законов природы и материальной жизни общества, в решении глобальных проблем человечества. В раскрытии содержания курсов химии оптимально соединены знаниевый и практико-ориентированный подходы.

В программе и учебниках по химии реализованы следующие приоритетные идеи:

- гуманизация содержания;
- дифференциация учебного материала;
- фундаментализация и методологизация содержания предмета;
- проблемность изучения, развития и обобщения учебного материала;
- формирование химических понятий и их теоретических систем;
- внутрипредметная и межпредметная интеграция;
- экологизация курса химии;
- практическая направленность содержания;
- разностороннее развитие и воспитание учащихся;
- создание предпосылок для развития личности ученика.

Для сознательного освоения предмета «Химия» в школьный курс включены обязательные компоненты содержания современного химического образования:

- 1)химически знания;
- 2)различные умения и навыки;
- 3)ценностные отношения;
- 4)опыт продуктивной деятельности разного характера;
- 5)ключевые и учебно-химические компетенции.

В качестве ценностных ориентиров химического образования выступают объекты, изучаемые в курсе химии, к которым у учащихся формируется ценностное отношение. При этом ведущую роль играют познавательные ценности, т.к. данный предмет входит в группу предметов познавательного цикла, главная цель которого заключается в изучении природы.

Основу познавательных ценностей составляют научные знания, научные методы познания.

В качестве объектов ценностей труда и быта выступают творческая созидательная деятельность, здоровый образ жизни.

Курс химии обладает реальными возможностями для формирования коммуникативных ценностей, основу которых составляют процесс общения, грамотная речь.

5. Результаты освоения учебного курса, предмета, дисциплины (модуля)

Изучение химии в основной школе даёт возможность достичь следующих результатов :

- 1) формирование чувства гордости за российскую химическую науку;
- 2) воспитание ответственного отношения к природе, осознания необходимости защиты окружающей среды, стремления к здоровому образу жизни;
- 3) понимание особенности жизни и труда в условиях информатизации общества;
- 4) формирование творческого отношения к проблемам;
- 5) подготовка к осознанному выбору индивидуальной образовательной или профессиональной траектории;
- 6) умение управлять своей познавательной деятельностью;
- 7) умение оценивать ситуацию и оперативно принимать решения, находить адекватные способы поведения и взаимодействия с партнёрами во время учебной и игровой деятельности;
- 8) формирование познавательной и информационной культуры, в том числе развитие навыков самостоятельной работы с учебными пособиями, книгами, доступными современными информационными технологиями;
- 9) развитие готовности к решению творческих задач; способности оценивать проблемные ситуации и оперативно принимать ответственные решения в различных

продуктивных видах деятельности (учебная, поисково-исследовательская, клубная, проектная, кружковая и др.);

10) формирование химико-экологической культуры, являющейся составной частью экологической и общей культуры, и научного мировоззрения.

11) навык самостоятельного приобретения новых знаний, организации учебной деятельности, поиска средств её осуществления;

12) планирование, контролирование и оценивание учебных действий в соответствии с поставленной задачей и условиями её реализации;

13) понимание проблемы, умение ставить вопросы, выдвигать гипотезу, давать определения понятиям, классифицировать, структурировать материал, проводить эксперименты, аргументировать собственную позицию, формулировать выводы и заключения;

14) умение извлекать информацию из различных источников, включая средства массовой информации, компакт-диски учебного назначения, ресурсы Всемирной сети Интернет; умение свободно пользоваться словарями различных типов, справочной литературой, в том числе и на электронных носителях; соблюдать нормы информационной избирательности, этики;

15) умение на практике пользоваться основными логическими приёмами, методами наблюдения, моделирования, объяснения, решения проблем, прогнозирования и др.;

16) структурировать изученный материал и химическую информацию, полученную из др. источников;

17) моделировать строение атомов элементов 1-3 периодов, строение простых молекул;

18) анализировать и оценивать последствия для окружающей среды бытовой и производственной деятельности человека, связанной с переработкой веществ;

19) оказывать первую помощь при отравлениях, ожогах и других травмах, связанных с веществами и лабораторным оборудованием.

6. Содержание тем учебного курса, предмета, дисциплины (модуля

8 класс

(2ч в неделю, всего – 70 ч,)

Введение (3ч).

Предмет и задачи химии. Основные понятия и теории химии. Лабораторное оборудование и приёмы работы с ним. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Демонстрации. Таблицы, слайды, показывающие исторический путь развития, достижения химии и их значение; лабораторное оборудование.

Практическая работа №1. Приёмы обращения с лабораторным оборудованием.

Раздел 1. Вещество и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения – 45 ч.

Тема 1. Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения (11ч).

Понятие «вещество» в физике и химии. Физические и химические явления. Изменяющееся вещество как предмет изучения химии. Фазовые переходы. Описание веществ.

Химические элементы: их знаки и сведения из истории открытия. Состав веществ. Закон постоянства состава, химические формулы. Формы существования химических элементов. Вещества простые и сложные.

Простые вещества: металлы и неметаллы. Общая характеристика металлов и неметаллов. Некоторые сведения о металлах и неметаллах, обуславливающих загрязнённость окружающей среды. Описание некоторых наиболее распространённых простых веществ.

Атомно-молекулярное учение в химии. Относительные атомные и молекулярные массы. Система химических элементов Д.И.Менделеева. Определение периода и группы. Характеристика положения химических элементов в периодической системе. Валентность.

Количество вещества. Определение валентности по положению элемента в периодической системе. Моль – единица количества вещества. Молярная масса.

Демонстрации. 1. Физические и химические явления. 2. Измерение плотности жидкости ареометром. 3. Плавление серы. 4. Определение теплопроводности и электропроводности веществ. 5. Опыты с коллекцией «Шкала твёрдости». 6. Модели атомов и молекул. Кристаллические решетки. 7. Коллекция металлов и неметаллов. 8. Получение углекислого газа разными способами. 9. Электролиз воды. 10. физические явления: возгонка йода, кипячение воды, накаливание кварца., нагревание нафталина. 11. Опыты по диффузии. 12. Коллекция простых веществ, образованных элементами I – III периодов. 13. Коллекция веществ количеством 1 моль. 15. Динамическое пособие: «Количественные отношения в химии».

Лабораторные опыты. 1. Рассмотрение веществ с различными физическими свойствами (медь, железо, цинк, сера, вода, хлорид натрия и др.). 2. Испытание твёрдости веществ с помощью образцов коллекции «Шкала твёрдости». 3. Примеры физических явлений: сгибание стеклянной трубки, кипячение воды, плавление парафина. 4. Примеры химических явлений: горение древесины, взаимодействие мрамора с соляной кислотой. 5. Изучение образцов металлов и неметаллов (серы, железа, алюминия, графита, меди и др.). 6. Изучение свойств веществ: нагревание воды, нагревание оксида кремния (IV).

Расчётные задачи. 1. Вычисление относительной молекулярной массы веществ, массовой доли элементов по химическим формулам. Вычисление молярной массы вещества. 2. Определение массы вещества по известному его количеству и наоборот.

Тема творческой работы. Иллюстрирование положений атомно-молекулярного учения.

Тема 2. Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии (7ч.).

Сущность химических явлений в свете атомно-молекулярного учения. Признаки протекания химических реакций. Причины и направления протекания химических реакций. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Законы сохранения массы и энергии, их взаимосвязь в законе сохранения материи. Составление уравнений химических реакций. Расчёты по уравнениям химических

реакций. Типы химических реакций: разложения, соединения, замещения, обмена. Обобщение знаний о химических реакциях.

Демонстрации. 1. Примеры химических реакций разных видов: разложение малахита, бихромата аммония, получение сульфида железа, горение магния, взаимодействие соляной кислоты с карбонатом натрия и др. 2. Опыты, иллюстрирующие закон сохранения массы вещества: горение свечи на весах с поглощением продуктов горения, окисление металлов в закрытых сосудах со взвешиванием, обменные реакции в приборах для иллюстрации закона. 3. Набор моделей атомов.

Лабораторные опыты. 1. Признаки протекания химических реакций: нагревание медной проволоки; взаимодействие растворов едкого натра и хлорида меди; взаимодействие растворов уксусной кислоты и гидрокарбоната натрия.. 2. Типы химических реакций: разложение гидроксида меди; взаимодействие железа с раствором хлорида меди (II), взаимодействие оксида меди с раствором соляной кислоты.

Расчётные задачи. Вычисление по химическим уравнениям масс, количеств веществ: а) вступивших в реакцию; б) образовавшихся в результате реакции.

Тема 3. Методы химии (2 ч.)

Понятие о методе как средстве научного познания действительности. Методы, связанные с изучением веществ: наблюдение, описание, сравнение, химический эксперимент. Понятие об индикаторах. Химический язык (термины и названия, знаки, формулы, уравнения), его важнейшие функции в химической науке.

Лабораторные опыты. Изменение окраски индикаторов в различных средах

Тема 4. Вещества в окружающей нас природе и технике (6ч.)

. Чистые вещества и смеси. Степень чистоты и виды загрязнения веществ. Понятие о гомогенных и гетерогенных смесях. Разделение смесей. Очистка веществ: фильтрование, дистилляция, кристаллизация, экстрагирование, хроматография, возгонка. Идентификация веществ с помощью определения температур плавления и кипения.

Понятие о растворах как гомогенных физико-химических системах.. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость твёрдых веществ и газов. растворимости кислорода в связи с загрязнением вод.. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация.

Демонстрации. 1. Разделение смесей различными методами. 2. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 3. Растворение веществ с различным и свойствами. 4. Условия изменения растворимости твёрдых и газообразных веществ. 6. Тепловые эффекты при растворении: растворение серной кислоты, нитрата аммония.

Лабораторные опыты. 1. Приготовление и разложение смеси серы и железа, разделение смеси нефти и воды. 2. Исследование физических и химических свойств природных веществ (известняков). 3. Сравнение проб воды: водопроводной, из городского открытого водоёма.

Практические работа 2. Очистка веществ.

Практические работа 3. Растворимость веществ.

Практические работа 4. Приготовление растворов заданной концентрации.

Расчётные задачи. 1. Вычисление концентрации растворов (массовой доли, молярной концентрации) по массе растворённого вещества и объёму или массе растворителя. 2. Вычисление массы, объёма, количества растворённого вещества и растворителя по определённой концентрации раствора.

Тема 5. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение (8ч.).

Понятие о газах. Закон Авогадро. Воздух – смесь газов. Относительная плотность газов.

Кислород – химический элемент и простое вещество. История открытия кислорода. Схема опытов Д.Пристли и А.Л.Лавуазье.

Получение кислорода в промышленности и лаборатории. Химические свойства кислорода. Процессы горения и медленного окисления. Применение кислорода.

Демонстрации. 1. Получение кислорода. 2. Сжигание в атмосфере кислорода, серы, угля, красного фосфора, железа. 3. Опыты, подтверждающие состав воздуха. 4. Опыты по воспламенению и горению.

Практическая работа. 5. Получение кислорода и изучение его свойств.

Расчётные задачи. 1. Определение относительной плотности газов по значениям их молекулярных масс. 2. Определение относительных молекулярных масс газообразных веществ по значению их относительной плотности.

Тема творческой работы. Основные источники загрязнения атмосферы. Транспорт один из основных источников загрязнения атмосферы.

Тема 6. Основные классы неорганических соединений (11ч.).

Классификация неорганических соединений. Оксиды – состав, номенклатура, классификация. Понятие о гидроксидах – кислотах и основаниях. Названия и состав оснований. Гидроксогруппа. Классификация кислот, их состав, названия. Состав, названия солей, правила составления формул солей.

Химические свойства оксидов. Общие химические свойства кислот. Ряд активности металлов. Щелочи, их свойства и способы получения. Нерастворимые основания, их свойства и способы получения. Амфотерность. Оксиды и гидрооксиды, обладающие амфотерными свойствами. Химические свойства солей (взаимодействие растворов солей с растворами щелочей и металлами). Генетическая связь классов неорганических соединений.

Демонстрации. 1. Образцы соединений – представителей кислот, солей, нерастворимых оснований, щелочей, оксидов. 2. Опыты, иллюстрирующие существование генетической связи между соединениями фосфора, углерода, натрия, кальция. 3. Взаимодействие кальция и натрия с водой. 4. Действие индикаторов. 5. Опыты, иллюстрирующие химические свойства отдельных классов неорганических соединений. 6. Образцы простых веществ и их соединений (оксидов и гидроксидов), образованных элементами одного периода.

Лабораторные опыты. 1. Рассмотрение образцов оксидов (углерода (IV), водорода, фосфора, меди, кальция, железа, кремния). 2. Наблюдение растворимости оксидов алюминия, натрия, кальция, меди в воде. 3. Определение кислотности - основности среды растворов с помощью индикатора. 4. Взаимодействие оксидов кальция и фосфора с водой, определение характера образовавшегося гидроксида с помощью индикатора. 5. Взаимодействие оксидов меди (II) и цинка с раствором серной кислоты. 6. Получение углекислого газа и взаимодействие его с известковой водой. 7. Взаимодействие металлов (магния, цинка, железа, меди) с растворами кислот. 8. Взаимодействие растворов кислот со щелочами. 9. Взаимодействие растворов кислот с нерастворимыми основаниями. 10. Получение нерастворимых оснований и исследование их свойств (на примере гидроксида цинка и гидроксида меди).

Практическая работа 6. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований.

Раздел 2. Вещества и химические реакции в свете электронной теории (22 ч.)

Тема 7. Строение атома. (4ч.)

Строение атома. Строение ядра. Изотопы. Химический элемент – определенный вид атомов. Состояние электронов в атоме. Строение электронных оболочек атомов s-, p-элементов. Особенности строения электронных оболочек атомов переходных элементов. Место элемента в периодической системе.

Демонстрации. Модели атомов различных элементов.

Тема 8. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева (3ч.).

Свойства химических элементов и их периодические изменения. Современная трактовка периодического закона. Периодическая система в свете строения атома. Физический смысл номера периода и группы. Семейства элементов (на примерах щелочных металлов, галогенов, инертных газов). Характеристика химических свойств элементов главных подгрупп и периодичность их изменения в свете электронного строения атома. Относительная электроотрицательность элементов. Общая характеристика элемента на основе его положения в периодической системе Д.И.Менделеева. научное значение периодического закона.

Демонстрации. 1. Набор слайдов, кодограмм, таблиц «Периодический закон и строение атома». 2. Демонстрация образцов щелочных металлов и галогенов. 3. Взаимодействие щелочных металлов и галогенов с простыми и сложными веществами.

Лабораторный опыт 1. Исследование свойств амфотерных гидроксидов и щелочей.

Тема 9. Строение вещества (4ч.).

Валентное состояние атомов в свете теории электронного строения. Валентные электроны. Химическая связь атомов. Ковалентная связь и механизм её образования. неполярная и полярная ковалентная связь. Свойства ковалентной связи. Электронные и структурные формулы веществ. Ионная связь и механизм её образования. Свойства ионов. Степень окисления.

Кристаллическое строение веществ. Кристаллические решётки: атомная, ионная, молекулярная – и их характеристики.

Демонстрации. 1. Взаимодействие натрия с хлором. 2. Модели кристаллических решёток веществ с ионным, атомным и молекулярным строением. 3. Воссоздание целостной структуры хлорида натрия путём наложения набора кодокарт. 4. Возгонка йода. 5. Испарение твёрдого углекислого газа. 6. Набор атомов для моделирования строения веществ с ковалентной и ионной связью

Тема творческой работы. Рассмотрение и анализ взаимообусловленности состава, строения, свойств вещества и его практического значения (на любом примере).

Тема 10. Химические реакции в свете электронной теории (4 ч.)

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степеней окисления. Окислительно – восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель. Составление уравнений окислительно - восстановительных реакций. Расстановка коэффициентов методом электронного баланса. Классификация химических реакций в свете электронной теории.

Демонстрации. Примеры окислительно-восстановительных реакций различных типов: горение веществ, взаимодействие металлов с галогенами, серой, азотом, (образование нитрита лития), растворами кислот и солей.

Тема 11. Водород – рождающий воду и энергию (3 ч.)

Получение водорода в лаборатории. Водород – химический элемент и простое вещество. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. Применение водорода. Промышленное получение водорода. Вода и ее свойства.

Практическая работа 7. Получение водорода и изучение его свойств.

Демонстрации 1. Получение водорода в лаборатории. 2. Зарядка аппарата Киппа. 3. Опыты, подтверждающие низкую плотность водорода. 4. Диффузия водорода. 5. Горение водорода. 6. Восстановление меди из ее оксида в токе водорода. 7. Опыты, подтверждающие химические свойства воды.

Тема 12. Галогены - 4 ч

Характеристика галогенов как химических элементов и простых веществ. Строение атомов галогенов. Нахождение галогенов в природе. Физические и химические свойства галогенов. Получение хлора и хлороводорода в лаборатории и промышленности. Соляная кислота и её свойства.

Демонстрации. 1. Получение хлора. 2. Взаимодействие с хлором натрия, сурьмы, железа, красного фосфора. 3. Обесцвечивание хлором красящих веществ. 4. Синтез хлороводорода. 5. Получение хлороводорода реакцией обмена и растворение его в воде. 6. Взаимодействие брома и йода с металлами; раствора йода с крахмалом. 7. Растворение брома и йода в воде и органических растворителях. 8. Взаимное вытеснение галогенов.

Лабораторные опыты. Распознавание соляной кислоты, хлоридов, бромидов, иодидов.

Практическая работа 8. Получение соляной кислоты и опыты с ней.

Расчетные задачи. Вычисление объема газов по количеству веществ.

9 класс

Раздел I. Теоретические основы химии – 18 ч.

Повторение – 2 ч.

Тема 1. Химические реакции и закономерности их протекания – 5 ч.

Энергетика химических реакций. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения

Скорость химических реакций. Зависимость скорости от условий протекания реакции. Химическое равновесие.

Расчетные задачи. *Расчеты по термохимическим уравнениям. Вычисление скорости химической реакции.*

Демонстрации. 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. 2. Зависимость скорости реакции от температуры. 3. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. 4. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие (на примере взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия). 5. Взаимодействие алюминия с иодом в присутствии воды. 6. Взаимодействие пероксида водорода с оксидом марганца (VI).

Лабораторные опыты. 1. Опыты, выясняющие зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ (взаимодействие цинка с соляной и уксусной кислотами), от площади поверхности соприкосновения (взаимодействие различных по размеру гранул цинка с соляной кислотой), от концентрации и температуры (взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой различной концентрации при разных температурах). 2. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора.

Тема 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации – 13 ч.

Понятие о растворах. Теория растворов. Электролиты и не электролиты. Механизм диссоциации веществ с ионной химической связью

Диссоциации электролитов с разным типом химической связи. Свойства ионов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.

Реакции ионного обмена. Химические свойства кислот, оснований, солей как электролитов. Гидролиз солей.

Практическая работа

Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

Расчетные задачи. Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.

Контрольная работа № 1.

Демонстрации. Испытание веществ, их растворов и расплавов на электрическую проводимость. Влияние разбавления на степень диссоциации. Сравнение электрической проводимости концентрированного и разбавленного растворов уксусной кислоты. Гидратация и дегидратация ионов (на примерах безводных солей и кристаллогидратов хлорида кобальта (II), сульфатов меди (II) и никеля (II)).

Лабораторные опыты. Реакции обмена между растворами электролитов.

Раздел II. Элементы - неметаллы и их важнейшие соединения.

Тема 3. Общая характеристика элементов-неметаллов – 2 ч.

Положение элементов – неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева. Простые вещества-неметаллы, их состав, строение, общие свойства и получение. Водородные и кислородные соединения неметаллов.

Тема 4. Подгруппа кислорода и ее типичные представители – 5 ч.

Общая характеристика элементов подгруппы кислорода и их простых веществ. Биологические функции халькогенов Кислород. Озон.

Круговорот кислорода в природе. Сера. Аллотропия и свойства серы. Сероводород. Сульфиды

Кислородсодержащие соединения серы. Оксид серы (IV). Оксид серы (VI), состав, строение, свойства. Получение оксида серы (VI). Серная кислота, состав, строение, физические свойства. Особенности ее растворения в воде. Химические свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Окислительные свойства серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ион. Применение серной кислоты. Круговорот серы в природе.

Демонстрации: Кристаллические решетки ромбической серы аллотропия серы, горение серы получение и свойства сероводорода кислота с сахаром обугливание лучинки, обугливание бумаги (тайнопись), конц кислота с медью.

Тема 5. Подгруппа азота и её типичные представители – 5 ч.

Общая характеристика элементов подгруппы азота. Свойства простых веществ элементов подгруппы азота. Важнейшие водородные и кислородные соединения элементов подгруппы азота, их закономерные изменения.

Азот как элемент и как простое вещество. Химические свойства азота. Аммиак, строение, свойства, Механизм образования иона аммония. Соли аммония, их химические свойства. Качественная реакция на ион аммония. Применение аммиака и солей аммония.

Оксиды азота. Строение оксида азота (II), оксида азота(IV). Физические и химические свойства оксидов азота (II), (IV).

Азотная кислота, состав и строение. Физические и химические свойства азотной кислоты. Окислительные свойства азотной кислоты. Соли азотной кислоты — нитраты. Качественные реакции на азотную кислоту и ее соли. Получение и применение азотной кислоты и ее солей.

Фосфор как элемент и как простое вещество. Аллотропия фосфора. Физические и химические свойства фосфора. Применение фосфора. Водородные и кислородные соединения фосфора, их свойства. Фосфорная кислота и ее соли. Качественная реакция на фосфат-ион.

Демонстрация . С обирание и распознавание аммиака. Растворение аммиака в воде. Взаимодействие аммиака с хлороводородом. Качественная реакция на ион аммония. Получение солей аммония. Химические свойства азотной кислоты как электролита. Взаимодействие конц. азотной кислоты с медью. Получение белого фосфора из красного. Воспламенение красного фосфора. Получение оксида фосфора (V) горением. Растворение оксида фосфора в воде. Качественная реакция на фосфат- ион. Знакомство с образцами природных соединений фосфора. Коллекция минеральных удобрений

Тема 6. Подгруппа углерода и её типичные представители – 8 ч.

Общая характеристика элементов подгруппы углерода. Электронное строение атомов элементов подгруппы углерода, распространение в природе.

Углерод как простое вещество. Аллотропия углерода: алмаз, графит, фуллерены. Адсорбция. Химические свойства углерода.

Кислородные соединения углерода. Оксиды углерода, строение, свойства, получение. Угольная кислота и ее соли. Качественная реакция на карбонат-ион.

Кремний и его свойства. Кислородные соединения кремния: оксид кремния (IV), кремниевая кислота, состав, строение, свойства. Силикаты

Демонстрации: простые вещества и соединения элементов подгруппы углерода, модели кристаллических решёток алмаза и графита, адсорбционные свойства угля, горение угля в кислороде, восстановление меди из её оксида углём, получение угарного газа и его окисление, качественная реакция на карбонат- ион., реакция кремния с щелочами, силикаты, свойства силиката натрия

Лабораторные опыты: Получение, собирание и распознавание углекислого газа, знакомство с коллекцией карбоната. Знакомство с коллекцией природных соединений кремния.

Практические работы

2. Получение аммиака и опыты с ним
3. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств.

Контрольная работа № 2.

Расчетные задачи. Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего примеси.

Тема 7. Общие сведения об органических соединениях – 8 ч.

Возникновение и развитие органической химии. Теория химического строения А.М.Бутлерова.

Основные классы углеводородов. Алканы. Изомерия. Номенклатура углеводородов. Непредельные углеводороды – алкены и алкины. Спирты. Карбоновые кислоты. Жиры. Углеводы. Аминокислоты и белки.

Демонстрации. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». Модели молекул органических соединений.

Практическая работа № 4

Определение качественного состава органического вещества.

Раздел III. Металлы – 14 ч.

Тема 8. Общие свойства металлов – 5 ч.

Положение металлов в периодической системе. Особенности строения атомов металлов. Металлическая связь. Кристаллические решетки. Общие и специфические физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжения металлов. Электролиз расплавов и растворов солей. Практическое значение электролиза. Способность металлов образовывать сплавы. Общие сведения о сплавах.

Понятие о коррозии металлов. Металлы в природе.

Демонстрации: кристаллических решеток металлов, ковкость разных металлов, взаимодействие металлов с неметаллами и водой, взаимодействие металлов с растворами кислот и солей, горение магния, железа, электролиз растворов и расплавов, коррозия золота

Лабораторные опыты: Знакомство с коллекцией «Сплавы», Знакомство с коллекциями образцов металлов.

Тема 9. Металлы главных и побочных подгрупп – 9 ч.

Сравнительная характеристика металлов главных подгрупп. Щелочные металлы и их соединения. Щелочноземельные металлы. Жесткость воды и способы её устранения. **Алюминий:** химический элемент, простое вещество. Физические и химические свойства. Распространение в природе. Основные минералы. Применение в современной технике. Важнейшие соединения алюминия: оксиды и гидроксиды; амфотерный характер их свойств.

Железо, марганец, хром как представители d-элементов. Железо как простое вещество. Физические и химические свойства. Состав, особенности свойств и применение чугуна и стали как важнейших сплавов железа. О способах химической антикоррозийной защиты сплавов железа. Краткие сведения о важнейших соединениях металлов (оксиды и гидроксиды), их поведение в окислительно-восстановительных реакциях. Соединения железа — Fe^{2+} , Fe^{3+} . Качественные реакции на ионы железа. Биологическая роль металлов.

Демонстрации: образцы щелочных металлов, Взаимодействие щелочных металлов с водой. Распознавание солей по окраске пламени, Образцы щелочно-земельных металлов, взаимодействие щелочно-земельных металлов с водой. Свойства негашеной извести, Коллекция изделий из алюминия и его сплавов. Взаимодействие алюминия с растворами кислот и щелочей. Показ механической прочности оксидной плёнки алюминия, Образцы природных соединений алюминия. Получение гидроксида алюминия, амфотерность. Образцы сплавов железа. Взаимодействие с растворами кислот и солей. Опыты, показывающие отношение железа к концентрированным веществам, Получение и свойства гидроксидов железа, качественные реакции на ионы железа,

Практическая работа 5

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

Контрольная работа №3 по теме «Металлы»

Раздел IV. Химия и жизнь – 8 ч.

Тема 10. Человек в мире веществ – 4 ч.

Вещества, вредные для здоровья человека и окружающей среды. Полимеры и жизнь.
Химия и здоровье человека. Минеральные удобрения.

Практическая работа № 6
Минеральные удобрения.

Контрольные работы:

Контрольная работа № 1 по теме «Растворы. Теория электролитической диссоциации».

Контрольная работа № 4 по теме «Неметаллы»

Контрольная работа № 5 по теме «Металлы».

7. Календарно – тематическое планирование 8класс

Химия. 8 класс

№ п/п	№ ур.	Тема урока	Лабораторные опыты	Демонстрация
		Введение 3 ч.		
1	1	Предмет и задачи химии. Понятия и теории химии.		
2	2	Лабораторное оборудование и приёмы работы с ним. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии. Методы химии. Химический язык		
3	3	Пр. р.№1. Приемы обращения с лабораторным оборудованием.		
4	1	Понятие «вещество» в физике и химии. Физические и химические явления.	Л.о.1. Рассматривание в-в с различ. физ. свойствами. 2. Испытание твердости в-в. 3.4. Примеры физ. и хим. явлений.	1. Физ. и хим. явления. 2. Измерение плотности жид. с помощью ареометра. 3. Плавление ры. 10. Возгонка йода. Кипячение воды. Нагревание нафталина.

5	2	Атомы, молекулы, химические элементы.		6. Модели атомов и молекул. Кристаллические решетки
6	3	Состав веществ. Простые и сложные вещества. Закон постоянства состава веществ, Простые вещества: металлы и неметаллы.	Л.о.6. Изучение свойств в-в. 5. Изучение образцов металлов и неметаллов.	12. Коллекция простых веществ. 7. Коллекция металлов и неметаллов.
7	4	Атомно-молекулярное учение.		
8	5	Относительная атомная масса элемента молекулярная масса вещества. Массовая доля элемента в соединении.		
9	6	Решение задач: расчеты по химическим формулам.		
10	7	Система химических элементов Д. И. Менделеева.		
11-12	8-9	Валентность химических элементов.		
13	10	Количество вещества. Моль. Молярная масса.		13. Коллекция веществ количеством 1 моль.
14	11	Решение задач: Определение массы в-ва по известному кол-ву в-ва и кол-ва в-ва по известной массе.		
15	1	Сущность химических реакций признаки их протекания. Тепловой эффект реакции.	Л.о.1. Признаки протекания хим. реакций.	
16	2	Законы сохранения массы и энергии.		

17	3	Уравнения химических реакций		
18	4	Решение задач: расчеты по химическим уравнениям.		
19	5	Типы химических реакций.	2. Типы хим. реакций: разложение гидроксида меди, взаимодействие железа с р-ром хлорида меди, взаимодействие оксида меди с р-ром соляной кислоты.	1. Примеры хим. реакций разных видов: разложения, замещения, соединения, обмена.
20	6	Обобщение знаний по темам 1-3		
21	7	Контрольная работа № 1. Химические элементы и вещества. Химические реакции.		
22	1	Методы, связанные с изучением веществ: наблюдение, описание, сравнение, химический эксперимент.		
23	2	Химический язык. Понятие об индикаторах	Изменение окраски индикаторов в различных средах.	
24	1	Чистые вещества и смеси.	1. Приготовление и разделение смеси железа и серы. 2. Исследование физических и химических свойств известняков	1. Разделение смесей различным и методами. Коллекция «Нефть и нефтепродукты».
25	2	Практическая работа № 2. Очистка веществ.		

26	3	Растворы. Растворимость.		3. Растворение в-в с различным коэф. растворимости. 4. Условия изменения растворимости твердых и газообразных в-в. 5. Тепловые эффекты при растворении.
27	4	Практическая работа №3. Растворимость веществ.		
28	5	Способы выражения концентрации растворов. Решение задач на растворы.		
29	6	Практическая работа №4. Приготовление растворов заданной концентрации.		
30	1	Законы Гей – Люссака и Авогадро.		
31	2	Решение задач: Определение относительной. плотности газов по значению их молекулярных масс. Определение относительных молек. масс по значению их плотности.		
32	3	Воздух- смесь газов. Инертные газы - семейство элементов		3 Опыты, подтверждающие состав воздуха.
33	4	Кислород – химический элемент и простое вещество. Получение кислорода.		
34	5	Химические свойства и применение кислорода. кислорода.		1. Получение кислорода. 2. Сжигание в кислороде серы, угля. Красного фосфора. 4 Опыты по воспламенению и

				горению.
35	6	Практическая работа № 5. Получение кислорода и изучение его свойств.		
36	7	Обобщение знаний по темам 4 – 5. Вещества в окружающей нас природе. Воздух. Кислород. Горение.		
37	8	Контрольная работа № 2. Вещества в окружающей нас природе и технике. Воздух. Кислород. Горение.		
38	1	Оксиды и их классификация.	1.Рассматривание образцов оксидов.	1.Образцы соединений-представителей классов кислот, слей, нерастворимых оснований, щелочей, оксидов.
39	2	Основания – гидроксиды основных оксидов.		3. Взаимодействие кальция и натрия с водой. 4. Действие индикаторов. 6. Образцы простых в-в и их соединений (оксидов, гидроксидов), образованных элементами одного периода
40	3	Кислоты.	3. Определение кислотности – основности среды полученных растворов с помощью индикатора	
41	4	Соли: состав и номенклатура.		

42	5	Химические свойства оксидов.	6. Получение углекислого газа и взаимодействие его с известковой водой. 8. Взаимодействие растворов кислот со щелочами	
43	6	Получение и химические свойства оснований.	6. Получение углекислого газа и взаимодействие его с известковой водой. 8. Взаимодействие растворов кислот со щелочами	
44	7	Химические свойства кислот.	9. Взаимодействие р-ров кислот с нерастворимыми основаниями. 10. Получение нерастворимых оснований и исследование их свойств. 5. Взаимодействие оксида меди и оксида цинка раствором серной кислоты. 7. Взаимодействие металлов (магния, цинка, меди) с р-ми кислот .	
45	8	Химические свойства солей.		

46	9	Обобщение знаний по теме. Классификация и генетическая взаимосвязь классов неорганических соединений.		
47	10	Практическая работа 6. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований.		
48	11	Контрольная работа № 3. Основные классы неорганических соединений		
49	1	Состав и важнейшие характеристики атома.		3. Модели различных атомов.
50	2	Изотопы. Химический элемент. Состояние электрона в атоме		
51-52	3-4	Строение электронных оболочек.		
53	1	Свойства химических элементов и их периодические изменения.		.Набор таблиц «Периодический закон и строение атома».
54	2	Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева в свете теории строения атома.		
55	3	Характеристика хим. Элементов по положению в периодической системе.		
56	1	Валентное состояние и химические связи атомов элементов. Ковалентная связь и её виды.		
57	2	Понятие об ионной связи.		

58	3	Степень окисления.		
59	4	Кристаллическое состояние веществ.		2. Модели кристаллических решеток. 4. Возгонка йода.
60	1	Окислительно-восстановительные реакции.		Примеры окислительно-восстановительных реакций горение в-в, взаимодействие металлов с растворами солей и кислот
61	2	Расстановка коэффициентов методом электронного баланса		
62	3	Обобщение знаний по темам 7-10.		
63	4	Контрольная работа № 4. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева. Химические реакции в свете электронной теории		
64	1	Водород-элемент и простое вещество. Получение водорода		1. Получение водорода в лаборатории. 2. зарядка аппарата Киппа. 3. Легкость водорода.
65	2	Химические свойства и применение водорода. Вода.		.Горение водорода. 6. Восстановление меди из её оксида в токе водорода. 7. Опыты, подтверждающие химические свойства воды. 8. Химические свойства пероксида водорода

66	3	Практическая работа № 7. Получение водорода и исследование его свойств.		
67	1	Галогены - простые вещества и химические элементы.		
68	2	Физико – химические свойства галогенов.		
69	3	Хлороводород. Соляная кислота. Хлориды.		
70	4	Практическая работа №8. Получение соляной кислоты и исследование её свойств.		

Химия 9 класс

№ п/п	№ ур.	Тема урока	Понятия	Лабораторные опыты.	Демонстрация
Повторение 2 ч.					
1	1	Химические элементы и их свойства. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева..	простые и сложные вещества, химический элемент, атом, молекула, «вещество» и «тело» и «химический элемент»		
2	2	Сведения о составе и номенклатуре основных классов неорганических соединений	Соли, кислоты, оксиды, основания		
Раздел I Теоретические основы химии -18 ч.					
Тема 1 Химические реакции и закономерности их протекания – 5 ч.					
3	1	Энергетика химических реакций. Тепловой эффект. Термохимическое уравнение.	Тепловой эффект, термохимическое уравнение, экзо и эндотермические реакции		
4	2	Скорость химических реакций.	Катализ,	1. Опыты,	1.Зависимость

		Зависимость скорости от условий протекания реакции.	катализатор, скорость реакции	<p>выясняющие скорость химической р-ции.</p> <p>2. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора</p>	<p>скорости реакции от концентрации реагирующих в-в. 2. Зависимость скорости р-ции от природы реагирующих в-в. 3. Зависимость скорости р-ции от температуры.</p> <p>5. Взаимодействие алюминия с йодом в присутствии воды.</p> <p>6. Взаимодействие пероксида водорода с оксидом марганца.</p>
5	3	Решение задач. Расчеты по термохимическим уравнениям. Вычисление скорости химической реакции.			
6	4	Химическое равновесие.	Химическое равновесие		4. Влияние концентрации реагирующих в-в на химическое равновесие (хлорид железа + роданид калия)

7	5	Обобщение знаний по теме. Химические реакции и закономерности их протекания.			
Тема 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации. (13 часов)					
8	1	Сведения о растворах. Электролиты и неэлектролиты.	Растворы, растворитель, растворимость. Электролиты и неэлектролиты.		1. Испытание в-в, их растворов на электрическую проводимость
9	2	Роль воды в процессе ЭД. Диссоциация электролитов с разным типом химической связи.			
10	3	Свойства ионов	Ионы, катионы, анионы		3. Гидратация и дегидратация ионов (на примерах безводных солей и кристаллогидратов хлорида кобальта (II), сульфатов меди (II) и никеля (II)).
11	4	Сильные и слабые электролиты.	Степень диссоциации		2. Влияние разбавления на степень диссоциации. Сравнение электропроводимости конц. и разбав. растворов уксусной кислоты
12	5	Реакции ионного обмена.	Ионы, реакции ионного обмена		
13	6	Химические свойства кислот как электролитов.	Кислота, электролит		
14	7	Химические свойства оснований как электролитов.	Основание, электролит		

15	8	Химические свойства как электролитов.	Соли, электролит		
16	9	Гидролиз солей.	Гидролиз,соли.		
17	10	Решение задач. Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.	Химическое уравнение		
18	11	Обобщение знаний по теме. Растворы. Электролитическая диссоциация			
19	12	Практическая работа №1. Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация».			
20	13	Контрольная работа №1 по теме «Растворы. Электролит. диссоциация».			

Раздел II

Элементы-неметаллы и их важнейшие соединения – 30 ч.

Тема 3 Общая характеристика неметаллов – 2 ч.

21	1	Положение элементов - неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева. Простые вещества - неметаллы	Неметаллы , Р-элементы		1. Образцы простых веществ-неметаллов и их соединений. 2. Коллекция простых веществ-галогенов.
22	2	Химические свойства простых веществ – неметаллов. Водородные и кислородные соединения неметаллов			

Тема 4 Подгруппа кислорода и ее типичные представители – 6 ч.

23	1	Общая характеристика элементов подгруппы кислорода. Физические и химические свойства халькогенов.	Халькогены		
24	2	Сера как простое вещество. Аллотропия серы. Химические свойства серы	Аллотропия	1. Ознакомление с образцами серы и ее природных соединений	1. Получение моноклинной и пластической серы. (вирт. лаб.)
25	3	Сероводород. Сульфиды	Сульфиды		Качественные реакции на анионы:
26	4	Оксиды серы, состав, строение, свойства.	Оксиды		
27	5	Серная кислота, состав, строение и	Кислоты	Качественная	11. Опыты,

		свойства. Химические свойства разбавленной серной кислоты.		реакции на анионы кислот . 9. Распознавание сульфатов	подтверждающие общие химические свойства кислот.
28	6	Свойства концентрированной серной кислоты. Применение серной кислоты.			13. Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой.
Тема 5 Подгруппа азота и ее типичные представители – 6 ч.					
29	1	Общая характеристика элементов подгруппы азота. Азот как элемент и простое вещество			
30	2	Аммиак. Соли аммония.	Ион аммония		9. Получение аммиака и исследование его свойств.
31	3	Практическая работа №2 «Получение аммиака и опыты с ним.»		2. Получение аммиака и исследование его свойств. 3. Ознакомление с химическими свойствами водного раствора аммиака	
32	4	Оксиды азота.	Оксиды		3. Получение оксидов азота (вирт. лаб).
33	5	Азотная кислота, состав и строение. Физические и химические свойства. Нитраты.	Нитраты	5. Качественная реакция на анионы кислот.	12. Горение серы и угля в азотной кислоте. Воспламенение скипидара в азотной кислоте. (вирт.лаб) Качественные реакции на анионы: нитрат – ион.
34	6	Фосфор. Соединения фосфора и их свойства.	Фосфаты		2. Получение белого фосфора и его возгорание на воздухе. (вирт. лаб)

Тема 6 Подгруппа углерода и ее типичные представители - 8 ч.					
35	1	Общая характеристика подгруппы углерода. Углерод.	Аллотропия	6. Восстановительные свойства водорода и углерода. (вирт. лаб)	7. Восстановление свинца из оксида на поверхности угля (вирт. лаб)
36	2	Оксиды углерода		4. Получение углекислого газа и изучение его свойств.	10. Получение и исследование свойств диоксида углерода.
37	3	Практическая работа № 3. Получение оксида углерода и изучение его свойств.			
38	4	Угольная кислота и ее соли.	Карбонаты	Получение угольной кислоты из оксида углерода (IV) и изучение его свойств. 9. Распознавание карбонатов.	16. Качественные реакции на анионы: карбонат - ион.
39	5	Кремний и его свойства. Соединения кремния. Силикатная промышленность	Силикаты		
40	6	Решение задач. Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего примеси.			
41	7	Обобщение знаний по теме «Неметаллы».			
42	8	Контрольная работа № 2. по теме «Неметаллы»			
Тема 7. Общие сведения об органических соединениях – 8ч.					
43	1	Некоторые положения теории строения органических соединений А.М.Бутлерова. Понятие о гомологии и изомерии.	Гомологи, изомерия		Модели молекул органических соединений.
44	2	Алканы. Физические и химические свойства.	Алканы		
45	3	Практическая работа № 4 Определение			

		качественного состава органического вещества.			
46	4	Алкены, и алкины.	Алкены, алкины		
47	5	Спирты . Физиологическое действие спиртов на организм			
48	6	Карбоновые кислоты.			
49	7	Жиры, Углеводы, Белки			
50	8	Обобщение знаний по органической химии. Проверочная работа			

Раздел III Металлы – 14 ч.

Тема 7. Общие свойства металлов – 5 ч.

51	1	Положение металлов в периодической системе. Особенности строения атомов металлов: S-, p- и d-элементов. Металлическая связь. Кристаллические решетки			13. Модели кристаллических решеток металлов.
52	2	Физические и химические свойства металлов			1. Образцы металлов и их соединений, изучение их электрической проводимости. 2. Теплопроводность металлов.
53	3	Электролиз	Электролиз		
54	4	Общие сведения о сплавах	Сплавы		
55	5	Понятие о коррозии металлов .			

Тема 9. Металлы главных и побочных подгрупп и их соединения - 9 ч.

56	1	Металлы – элементы IA-. IIA- групп. Щелочные металлы и их соединения.	Щелочные металлы	1. Рассмотрение образцов металлов, их солей и природных соединений.	1. Взаимодействие металлов с неметаллами и водой. 2. Горение, взаимодействие с водой лития, натрия (вирт. лаб)
57	2	Щелочноземельные металлы. Жесткость воды и способы её устранения.	Жесткость воды	2. Взаимодействие металлов с растворами солей. 4. Ознакомление с образцами природных соединений	Взаимодействие металлов с неметаллами и водой. 2. Горение, взаимодействие с водой кальция. 3.

				кальция	Взаимодействи е с водой оксида кальция. 4. Качественные реакции на ионы кальция и бария. 5. Устранение жесткости воды.
58	3	Алюминий. Физические и химические свойства.		Ознакомление с образцами сплавов (кол лекции «Металлы и сплавы»). 5. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавов.	6. Механическая прочность оксидной пленки алюминия. 7. Взаимодействи е алюминия с водой. 8. Взаимодействи е алюминия с бромом, кислотами, щелочами (вирт.лаб)
59	4	Важнейшие соединения алюминия.	Амфотерность	7. Свойства оксида и гидроксида алюминия	
60	5	Железо. Физические и химические свойства. Соединения железа.		6.Ознакомление с образцами чугуна и стали. 8. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II) и железа (III). 9. Качественные реакции на ионы железа. 10. Взаимодействие цинка и железа с	
61	6	Решение задач. Определение массовой или объемной доли выхода продукта от теоретически возможного.			
62	7	Практическая работа №5. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы».			
63	8	Обобщение знаний по теме «Металлы»			

64	9	Контрольная работа № 3 по теме «Металлы».			
Раздел IV.					
Химия и жизнь 6 ч.					
65		Вещества, вредные для здоровья и окружающей среды. Полимеры и их значение в жизни человека.	Полимеры	2. Ознакомление с образцами полимеров и изучение их свойств.	
66		Химия и здоровье человека.			
67		Минеральные удобрения на вашем участке		1. Распознавание минеральных удобрений.	
68		Практическая работа № 6 Минеральные удобрения			

8. Материально – техническое обеспечение образовательного процесса

1. Программы по химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений/Под ред. Н.Е.Кузнецовой.-М.: Вентана-Граф, 2011.
2. Химия: 8 класс: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений/Н.Е.Кузнецова, И.М.Титова, Н.Н.Гара и др.; под ред. Н.Е.Кузнецовой.-3-е изд., перераб.-М.: Вентана-Граф, 2010.
3. Химия: 9 класс: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений/Н.Е.Кузнецова, И.М.Титова, Н.Н.Гара и др.; под ред. Н.Е.Кузнецовой.-3-е изд., перераб.-М.: Вентана-Граф, 2010.
4. Кузнецова Н.Е., Лёвкин А.Н. Задачник по химии: 8 класс.-М.: Вентана-Граф, 2009.
5. Суровцева Р.П., Софронов С.В. Задания для самостоятельной работы по химии в 8 классе: Кн. Для учителя. – М.: Просвещение, 1993.
6. Комплект учебных таблиц по неорганической химии.
7. Набор химических реактивов по неорганической химии.

9. Контроль уровня освоения учебного курса, предмета, дисциплины (модуля)

В результате изучения химии ученик должен знать/понимать:

- **химическую символику**: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;

- **важнейшие химические понятия**: химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, химическая связь, вещество, классификация веществ, моль, молярная масса, молярный объем, химическая реакция, классификация реакций, электролит и не электролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;

- **основные законы химии**: сохранения массы веществ, постоянства состава вещества, периодический закон;

уметь:

- **называть** химические элементы, соединения изученных классов;
- **объяснять** физический смысл атомного (порядкового) номера химического элемента, номеров группы и периода, к которым элемент принадлежит в периодической системе Д. И. Менделеева; закономерности изменения свойств элементов в пределах малых и главных подгрупп; сущность реакций ионного обмена;

- **характеризовать** химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в периодической системе Д. И.

Менделеева и особенностей строения их атомов; связь между составом, строением и свойствами веществ; химические свойства основных классов неорганических веществ;

- **определять** состав веществ по их формулам, принадлежность веществ к определенному классу соединений, типы химических реакций, валентность и степень окисления элемента в соединениях, тип химической связи в соединениях, возможность протекания реакций ионного обмена;

- **составлять** формулы неорганических соединений изученных классов; схемы строения атомов первых 20 элементов периодической системы Д. И. Менделеева; уравнения химических реакций;

- **обращаться** с химической посудой и лабораторным оборудованием;

- **распознавать опытным путем** кислород, водород, углекислый газ, аммиак; растворы кислот и щелочей, хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы;

- **вычислять** массовую долю химического элемента по формуле соединения; массовую долю вещества в растворе; количество вещества, объем или массу по количеству вещества, объему или массе реагентов или продуктов реакции;

использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни:

- для безопасного обращения с веществами и материалами;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека;
- критической оценки информации о веществах, используемых в быту;
- приготовления растворов заданной концентрации.