

**Муниципальное общеобразовательное учреждение
«Спицинская средняя школа»
Ясногорского района Тульской области**

СОГЛАСОВАНО

Заместитель директора по УМР

_____ г
_____/_____



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
по химии
8 - 9 класс
на 2018 -2022 учебный год**

Учитель: Лыгорев Сергей Петрович

**п. Спицинский
- 2018 г.-**

1. Пояснительная записка.

Рабочая программа по химии за курс основной школы разработана на основе «Программ по химии для 8 – 11 классов общеобразовательных учреждений» под редакцией проф. Н.Е. Кузнецовой в соответствии с учебным планом образовательного учреждения. Реализована в УМК «Химия. Учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений» (под редакцией Н.Е. Кузнецовой, Н.М. Титовой, Н.Н. Гара, издательство «Вентана-Граф», 2005г.), «Химия. Учебник для 9 класса общеобразовательных учреждений» (под редакцией Н.Е. Кузнецовой, Н.М. Титовой, Н.Н. Гара, издательство «Вентана-Граф», 2006г.). Темы программы «Производство неорганических веществ и их применение», «Вопросы экологии и химического производства» распределены между всеми темами курса.

2. Цели и задачи обучения.

Изучение данного курса химии призвано обеспечить:

- формирование основ химического знания — важнейших фактов, понятий, химических законов и теорий, языка науки, а также доступных учащимся обобщений мировоззренческого характера;
 - развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в лаборатории, на производстве, в повседневной жизни;
 - формирование умений безопасного обращения с веществами, используемыми при выполнении несложных химических опытов и в повседневной жизни;
 - выработку у учащихся понимания общественной потребности в развитии химии, а также формирование у них отношения к химии как возможной области будущей практической деятельности;
 - развитие личности обучающихся, их интеллектуальное и нравственное совершенствование, формирование у них гуманистических отношений и экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности.
- развитие личности обучающихся, их интеллектуальное и нравственное совершенствование, формирование у них гуманистических отношений и экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности.

Содержание курса составляет основу для раскрытия важных мировоззренческих идей, таких, как материальное единство веществ природы, их генетическая связь, развитие форм от сравнительно простых до наиболее сложных, входящих в состав организмов; обусловленность свойств веществ их составом и строением, применения веществ их свойствами; единство природы химических связей и способов их преобразования при химических превращениях; познаваемость сущности химических превращений современными научными методами.

Курс включает в себя основы общей и неорганической химии.

Рекомендуемые программой экскурсии проводятся за счет времени, отводимого на изучение соответствующих тем. Подготовка к экскурсиям и другим формам занятий предполагает ознакомление учащихся с правилами техники безопасности.

Решению задач воспитания у учащихся интереса к знаниям, самостоятельности, критичности мышления, трудолюбия и добросовестности при обучении химии служат разнообразные методы и организационные формы, как традиционно утвердившиеся в школьной практике, так и нетрадиционные, появившиеся в опыте передовых учителей.

При изучении курса целесообразно использовать исторический подход к раскрытию понятий, законов и теорий, показывая, как возникают и решаются противоречия, как совершаются открытия учеными, каковы их судьбы и жизненные позиции.

(2 часа в неделю, всего 68 часов)

Содержание обучения.

Введение (1 ч)

Химия и научно-технический прогресс. Исторические этапы возникновения и развития химии. Основные понятия и теории химии. Лабораторное оборудование и приемы работы с ним. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

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

Практическая работа. Приемы обращения с лабораторным оборудованием.

Раздел 1.

Вещества и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения.

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

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 загрязненность окружающей среды. Описание наиболее распространенных простых веществ. Некоторые сведения о молекулярном и немоллекулярном строении веществ. Атомно-молекулярное учение в химии. Относительные атомная и молекулярная массы. Классификация химических элементов и открытие периодического закона. Система химических элементов Д.И. Менделеева. Определение периода и группы. Характеристика положения химических элементов в периодической системе. Валентность. Определение валентности по положению элемента в периодической системе.

Количество вещества. Моль — единица количества вещества. Молярная масса.

Демонстрации. 1. Физические и химические явления. 2. Измерение плотности жидкостей ареометром. 3. Плавление серы. 4. Определение электропроводности и теплопроводности веществ. 5. опыты с коллекцией «Шкала твердости», 6. Модели атомов и молекул. Кристаллические решетки. 7. Коллекция Металлов и неметаллов. 8. Получение углекислого газа разными способами. 9. Электролиз воды. 10. Возгонка йода. Кипячение воды. Накаливание кварца. Нагревание нафталина. 11. опыты по диффузии. 12. Коллекция простых веществ, образованных элементами I-III периодов. 13. Набор кодограмм: образцы решения расчетных задач. 14. Коллекция веществ количеством 1 моль. 15. Динамическое пособие: количественные соотношения в химии;

Лабораторные опыты. 1. Рассмотрение веществ с различными физическими свойствами (медь, железо, цинк, сера, вода, хлорид натрия и др.). 2. Испытание твердости веществ с помощью образцов коллекции «Шкала твердости». 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).

Расчетные задачи. 1. Вычисление относительной молекулярной массы веществ, массовой доли элементов по химическим формулам. Вычисление молярной массы

вещества. 2. Определение массы вещества по известному количеству вещества и определение количества по известной массе.

Тема 2.

Химические явления в свете атомно-молекулярного учения (5 ч)

Сущность химических явлений в свете атомно-молекулярного учения. Признаки и условия протекания химических реакций. Причины и направления протекания химических реакций. Понятие об энтропии и внутренней энергии вещества. Обратимость химических реакций. Превращение энергии при химических реакциях, условия протекания химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Законы сохранения массы и энергии, их взаимосвязь в законе сохранения материи. Составление уравнений химических реакций. Расчеты 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 (II); взаимодействие железа с раствором хлорида меди (II), взаимодействие оксида меди (II) с раствором соляной кислоты.

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

Тема 3.

Методы химии (3 ч)

Понятие о методе как средстве научного познания действительности. Методы, связанные с непосредственным изучением веществ: наблюдение, описание, сравнение, химический эксперимент. Анализ и синтез веществ — экспериментальные методы химии. Качественный и количественный анализ. Понятие об индикаторах. Теоретическое объяснение, моделирование, прогнозирование химических явлений. Химический язык (термины и названия, знаки, формулы, уравнения), его важнейшие функции в химической науке. Способы выражения закономерностей в химии (качественный, количественный, математический, графический). Химические опыты и измерения, их точность. Единицы измерений, наиболее часто используемые в химии. Расчеты в химии, количественные химические задачи.

Лабораторный опыт. Изменение окраски индикаторов в различных средах.

Практические занятия. 1. Исследование физических и химических свойств веществ (воды, цинка). 2. Наблюдение и описание химической реакции (взаимодействие цинка с соляной кислотой).

Расчётные задачи. 1. Вычисления, связанные с переводом единиц в Международную систему единиц (СИ). 2. Построение графиков и таблиц по имеющимся данным о количествах веществах, расходующихся или получающихся в химических реакциях.

Тема 4.

Вещества в окружающей нас природе и технике (8 ч)

Вещества в природе: основные сведения о вещественном составе геосферы и космоса. Понятие о техносфере. Чистые вещества и смеси. Степень чистоты и виды загрязнения веществ. Понятие о гомогенных и гетерогенных смесях. Разделение смесей. Очистка веществ —

фильтрование, перегонка (дистилляция), выпаривание (кристаллизация), экстрагирование, хроматография, возгонка. Идентификация веществ с помощью определения температур плавления и кипения. Природные смеси — источник получения чистых веществ.

Вещества в технике. Получение веществ с заданными свойствами — основная проблема химии. Понятие о веществах как о сырье, материалах и продукции. Вещества органические и неорганические. Первоначальные сведения о химической технологии. Планетарный характер влияния техники на окружающую среду. Природоохранительное значение очистных сооружений и экологически чистых технологий.

Понятие о растворах как гомогенных физико-химических системах. Значение растворов для жизни человека, сельскохозяйственного и промышленного производства. Растворимость веществ. Влияние техносферы на природные пресные и морские воды. Факторы, влияющие на растворимость твердых веществ и газов. Изменение растворимости кислорода в связи с загрязнением вод. Коэффициент растворимости. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация. Получение веществ с заданными свойствами. Химическая технология.

Демонстрация. 1. Разделение смесей различными методами: методом отстаивания; с помощью делительной воронки. 2. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 3. Растворение веществ с различным коэффициентом растворимости. 4. Условия изменения растворимости твердых и газообразных веществ. 5. Тепловые эффекты при растворении: растворение серной кислоты, нитрата аммония.

Лабораторные опыты. 1. Приготовление и разложение смеси железа и серы, разделение смеси нефти и воды. 2. Исследование физических и химических свойств природных веществ (известняков). 3. Обугливание органических веществ. 4. Сравнение проб воды: водопроводной, из городского открытого водоема.

Практические работы. 1. Очистка веществ. 2. Приготовление растворов заданной концентрации. 3. Изучение растворимости веществ.

Расчетные задачи. 1. Построение графиков растворимости веществ при различной температуре; 2. Использование графиков растворимости для расчета коэффициентов растворимости веществ; 3. Вычисление концентрации растворов (массовой доли, молярной концентрации) по массе растворенного вещества и объему или массе растворителя. 4. Вычисление массы, объема, количества растворенного вещества и растворителя по определенной концентрации раствора.

Темы творческих работ. Вещества в технике. Природоохранительное значение очистных сооружений и экологически чистых технологий.

Тема 5.

Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение (7 ч)

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. Круговорот кислорода в природе.

Аллотропия. Озон. Значение озонового слоя Земли. Проблема нарушения его целостности. Повышение содержания озона в приземном слое атмосферы.

Атмосфера — воздушная оболочка Земли. Тенденции изменения состава воздуха в XX в. основные источники загрязнения атмосферы. Транспортный перенос загрязнений. О всемирном законе об атмосфере.

Демонстрации. 1. Получение кислорода; 2. Сжигание в атмосфере кислорода серы, угля, красного фосфора, железа. 3. Получение озона; 4. Взаимодействие озона с растворами индиго и йодида калия. 5. Опыты, подтверждающие состав воздуха. 6. Опыты по воспламенению и горению.

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

Практическая работа. Получение кислорода и исследование его свойств.

Темы творческих работ. Тенденции к изменению состава воздуха в XX в. Основные источники загрязнения атмосферы.

Тема 6.

Водород и его важнейшие соединения (4 ч)

Водород в космосе и на Земле. Ядерные реакции на Солнце. Получение водорода в лаборатории. Водород — химический элемент и простое вещество. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. Применение водорода. Промышленное получение водорода. Водород — экологически чистое топливо; перспективы его использования. Оксид водорода — вода: состав, пространственное строение, водородная связь. Физические и химические свойства воды. Изотопный состав воды. Тяжелая вода и особенности ее свойств. Пероксид водорода: состав, строение, свойства, применение.

Демонстрации. 1. Получение водорода в лаборатории. 2. Зарядка аппарата Киппа. 3. Легкость водорода. 4. Диффузия водорода. 5. Горение водорода. 6. Восстановление меди из ее оксида в токе водорода. 7. Опыты, подтверждающие химические свойства воды. 8. Химические свойства пероксида водорода.

Практическая работа. Получение водорода и изучение его свойств.

Тема 7.

Основные классы неорганических соединений (11 ч)

Классификация неорганических соединений. Оксиды — состав, номенклатура, классификация. Понятие о гидроксидах — кислотах и основаниях. Названия и состав оснований. Гидроксогруппа. Классификация кислот (в том числе органические и неорганические), их состав, названия. Состав, названия солей, правила составления формул солей.

Химические свойства оксидов. Влияние состава кислот на характер их свойств (на примерах соляной и серной кислот). Общие химические свойства кислот. Растворимость кислот. Кислотные дожди. Ряд активности металлов. Щелочи, их свойства и способы получения. Нерастворимые основания, их свойства и способы получения. Амфотерность. Оксиды и гидроксиды, обладающие амфотерными свойствами. Химические свойства солей (взаимодействие растворов солей с растворами щелочей и металлами). Классификация и генетическая связь неорганических веществ. Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений. (на примере оксидов, гидроксидов и водородных соединений).

Демонстрация. 1. Образцы соединений — представителей классов 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 и меди в воде. 3. Определение кислотности-основности среды полученных растворов с помощью индикатора. 4. Взаимодействие оксидов кальция и фосфора с водой, определение характера образовавшегося оксида с помощью индикатора. 5. Взаимодействие оксида меди (II) и оксида 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 (II))

Практическая работа. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований.

Раздел 2.

Вещества и химические реакции в свете электронной теории

Тема 8.

Строение атома (4 ч)

Строение атома. Постулаты Бора. Строение ядра. Изотопы. Химический элемент — определенный вид атома. Состояние электронов в атоме. Строение электронных оболочек атомов элементов: s-, p-, d-, f-. Особенности строения электронных оболочек атомов переходных элементов. Место элемента в периодической системе и электронная структура атомов. Радиоактивность. Понятие о превращении химических элементов. Применение радиоактивных изотопов. Причины возникновения радиоактивных осадков.

Демонстрации. 1. Схемы, опытов Томсона, Резерфорда, Милликена. 2. Схемы опытов, подтверждающих свойства электрона как частицы и как волны. 3. Модели атомов различных элементов.

Тема 9.

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева (4 ч)

Свойства химических элементов и их периодические изменения. Открытие периодического закона. Строение атомов элементов малых и больших периодов, главных и побочных подгрупп. Современная трактовка периодического закона. Периодическая система в свете строения атома. Физический смысл номера периода и группы. Семейства элементов (на примере щелочных металлов, галогенов, инертных газов). Характеристика химических свойств элементов главных подгрупп и переходных элементов 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.

Тема творческой работы. Роль периодического закона в создании научной картины мира.

Тема 10.

Строение вещества (5 ч)

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

Природа химической связи и ее типы. Относительность типологии химической связи. Влияние типа химической связи на свойства химического соединения.

Кристаллическое строение веществ. Кристаллические решетки: атомная, ионная, молекулярная — и их характеристики.

Уровни химической организации веществ. Зависимость свойств веществ от их строения.

Демонстрации. 1. Взаимодействие натрия с хлором. 2. Модели кристаллических решеток веществ с ионным, атомным и молекулярным строением. 3. Воссоздание целостной структуры хлорида натрия путем наложения набора кодокарт. 4. Возгонка йода. 5. Испарение твердого углекислого газа.

Тема 11.

Химические реакции в свете электронной теории (3 ч)

Физическая сущность химической реакции.

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степеней окисления.

Окислительно-восстановительные реакции: Процессы окисления и восстановления; их единство и противоположность. Окислитель и восстановитель. Составление уравнений. Расстановка коэффициентов методом электронного баланса. Общая характеристика окислительно-восстановительных реакций.

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 12.

Галогены (2 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 ее свойства. Биологическое значение галогенов.

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. 1. Распознавание соляной кислоты и хлоридов, бромидов, иодидов. 2. Отбеливающие свойства хлора. 3. Взаимное вытеснение галогенов из растворов их солей.

Практические работы. 1. Получение соляной кислоты и опыты с ней. 2. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены».

Расчетные задачи. Вычисление объема газов по количеству веществ.

4.Требования к уровню подготовки выпускников 8 класса.

Соблюдать правила:

- техники безопасности при обращении с химической посудой и лабораторным оборудованием (пробирками, химическими стаканами, воронкой, лабораторным штативом, спиртовкой); растворами кислот, щелочей, негашеной известью, водородом, метаном, бензином, ядохимикатами, минеральными удобрениями;
- личного поведения, способствующего защите окружающей среды от загрязнения;
- оказания помощи пострадавшим от неумелого обращения с веществами.

Проводить:

- нагревание, отстаивание, фильтрование и выпаривание;
- опыты по получению и собиранию кислорода, оксида углерода (IV), водорода;
- распознавание кислорода, водорода, углекислого газа, растворов кислот и щелочей, хлорид-, сульфат- и карбонат-ионов;
- изготовление моделей молекул веществ (H_2O , CO_2 , HCl);
- вычисления: а) массовой доли химического элемента по формуле вещества, б) количества вещества (массы) по количеству вещества (массе) одного из вступивших в реакцию или полученных веществ, в) массовой доли растворенного вещества.

Называть:

- химический элемент по его символу;
- вещества по их химическим формулам;
- свойства неорганических веществ;
- признаки и условия осуществления химических реакций;
- факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- типы химических реакций.

Определять:

- простые и сложные вещества;
- принадлежность веществ к определенному классу;
- валентность и (или) степень окисления химических элементов в бинарных соединениях;
- вид химической связи между атомами в типичных случаях: а) щелочной металл — галоген, б) водород — типичные неметаллы, в) в молекулах простых веществ;
- тип химической реакции: а) по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции, б) по характеру теплового эффекта.

Составлять:

- формулы неорганических соединений (по валентности химических элементов или степени окисления);
- схемы распределения электронов в атомах химических элементов с порядковыми номерами 1—20;
- уравнения химических реакций различных типов.

Характеризовать:

- качественный и количественный состав вещества;
- химические элементы малых периодов, а также калий и кальций по положению в периодической системе Д. И. Менделеева и строению их атомов;
- химические свойства неорганических веществ;

Объяснять:

- физический смысл порядкового (атомного) номера химического элемента, номеров группы и периода, к которым он принадлежит в периодической системе Д. И. Менделеева;
- закономерности изменения свойств химических элементов малых периодов и главных подгрупп;
- причины сходства и различия в строении атомов химических элементов одного периода и одной главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева;
- зависимость свойств веществ от вида химической связи.

Перечень химических элементов, веществ и их свойств, включенных в требования к уровню подготовки учащихся 8-го класса

Химические элементы:

H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Fe, Cu, Ag, Zn.

Простые вещества

Неметаллы:

водород (взаимодействие с кислородом, оксидом меди (II)), получение в лаборатории при взаимодействии цинка (железа) с соляной кислотой;

кислород (взаимодействие с водородом, серой, фосфором, магнием, медью, железом, метаном), получение из пероксида водорода и перманганата калия, аллотропия.

магний и алюминий (взаимодействие с соляной кислотой);

железо, цинк (взаимодействие с соляной кислотой).

Сложные вещества

Оксиды металлов: Na_2O , MgO , CaO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , CuO (отношение к кислотам).

Основания: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 (взаимодействие с кислотами, с оксидами неметаллов); Cu(OH)_2 , Fe(OH)_3 (взаимодействие с кислотами, разложение при нагревании).

Кислоты: HCl , H_2SO_4 (отношение к индикаторам, взаимодействие с некоторыми металлами).

Соли: хлориды, нитраты, сульфаты, сульфиды железа (II), меди (II), фосфаты.

(2 ч в неделю, всего - 68 ч)

Содержание обучения.

Повторение некоторых вопросов курса 8 класса (2 ч)

Химические элементы и их свойства. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Относительная электроотрицательность, степень окисления. Валентность, Типы химической связи. Типы кристаллических решёток. Сведения о составе и номенклатуре основных классов неорганических соединений.

Демонстрации. 1. Образцы неорганических соединений. 2. Модели кристаллических решеток. 3. Опыты, раскрывающие взаимосвязь строения и свойств: а) возгонка йода; б) нагревание нафталина и кварца; в) нагревание серы и поваренной соли.

Лабораторный опыт. Рассмотрение образцов оксидов, солей, кислот, оснований.

Раздел I

Теоретические основы химии (22 ч)

Тема 1

Химические реакции (6 ч)

Энергетика химических превращений. Энтальпия. Тепловой эффект химических реакций. Возможность протекания химических реакций. Энергия активации. Понятие о промежуточных активированных комплексах. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Закон действия масс. Зависимость скорости от условий протекания реакции. Катализ и катализаторы. Общие сведения о гомогенном и гетерогенном катализе. Константа равновесия. Химическое равновесие, принцип Ле Шателье. Метод определения скорости химических реакций.

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 йодом в присутствии воды. 6. Взаимодействие пероксида водорода с оксидом марганца (VI). 7. Димеризация оксида азота (IV).

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.

Практическая работа: Влияние различных факторов на скорость химической реакции.

Расчетные задачи. 1. Расчеты по термохимическим уравнениям. 2. Вычисление скорости химической реакции по кинетическому уравнению. 3. Вычисление скорости химической реакции по графику ее протекания.

Тема 2.

Растворы.

Теория электролитической диссоциации(16 ч)

Сведения о растворах; определение растворов, растворители, растворимость, классификация растворов.

Предпосылки возникновения теории электролитической диссоциации. Идеи С. Аррениуса, Д.И. Менделеева, И.А. Каблукова и других ученых.

Электролиты и неэлектролиты.

Дипольное строение молекулы воды. Процессы, происходящие с электролитами при расплавлении и растворении веществ в воде. Роль воды в процессе электролитической диссоциации. Диссоциация электролитов с разным типом химической связи. Свойства ионов. Кристаллогидраты. Тепловые явления, сопровождающие процессы растворения. Краткие сведения о неводных растворах.

Основные положения теории растворов.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Кислотность растворов. Понятие рН. Индикаторы.

Реакции ионного обмена. Химические свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Химические реакции в свете трех теорий: атомно-молекулярного учения, электронного строения атома, теории электролитической диссоциации. Краткие сведения о неводных растворах.

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

Демонстрации. 1. Испытание веществ, их растворов и расплавов на электрическую проводимость. 2. Влияние разбавления на степень диссоциации. Сравнение электрической проводимости концентрированного и разбавленного растворов уксусной кислоты. 3. Движение ионов в электрическом поле. 4. Получение неводных растворов. 5. Влияние растворителя на диссоциацию (в качестве растворителей - соляная кислота, диэтиловый эфир, этиловый спирт, толуол). 6. Гидратация и дегидратация ионов (на примерах безводных солей и кристаллогидратов хлорида кобальта (II), сульфатов меди (II) и никеля (II)).

Лабораторные опыты. 1. Растворение веществ в воде и в бензине. 2. Реакции обмена между растворами электролитов.

Практические работы. 1. Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

Раздел II

Элементы-неметаллы и их важнейшие соединения (44 ч)

Тема 3

Общая характеристика неметаллов (7 ч)

Химические элементы-неметаллы. Положение элементов-неметаллов в периодической системе Д.И. Менделеева. Неметаллы - p-элементы. Особенности строения их атомов: общие черты и различия. Относительная электроотрицательность. Степени окисления, валентные состояния атомов неметаллов. Закономерности изменения значений этих величин в периодах и группах периодической системы. Радиоактивные изотопы. Изотопы неметаллов, их применение. Характеристика углеродного метода, применяемого в разных областях науки. Загрязнение окружающей среды радиоизотопами; основные источники их поступления. Типичные формы водородных и кислородных соединений неметаллов. Распространение неметаллических элементов в природе.

Простые вещества-неметаллы. Особенности их строения. Физические свойства (агрегатное состояние, температура плавления, кипения, растворимость в воде). Понятие об аллотропии. Аллотропия углерода, фосфора, серы, кремния. Обусловленность свойств аллотропов особенностями их строения; применение аллотропов.

Химические свойства простых веществ-неметаллов. Причины химической инертности благородных газов, низкой активности азота, окислительных свойств и двойственного поведения серы, азота, углерода и кремния в окислительно-восстано-

вительных реакциях. Распространение простых веществ-неметаллов в природе Общие свойства неметаллов и способы их получения.

Водородные соединения неметаллов. Формы водородных соединений.

Закономерности изменения физических и химических свойств водородных соединений в зависимости от особенностей строения атомов образующих их элементов. Свойства водных растворов водородных соединений неметаллов. Кислотно-основная характеристика их растворов.

Высшие кислородные соединения неметаллов. Оксиды и гидроксиды. Их состав, строение, свойства.

Тема 4

Подгруппа кислорода и ее типичные представители (13 ч)

Общая характеристика элементов подгруппы кислорода. Закономерные изменения в подгруппе. Физические и химические свойства халькогенов — простых веществ. Халькогениды, характер их водных растворов. Биологические функции халькогенов. Сера как простое вещество. Аллотропия серы. Переход аллотропных форм друг в друга. Химические свойства серы. Применение серы. Сероводород, строение, физические и химические свойства. Восстановительные свойства Сероводорода. Качественная реакция на сероводород и сульфиды. Сероводород и сульфиды в природе. Воздействие сероводорода на организм человека. Получение сероводорода в лаборатории.

Кислородсодержащие соединения серы. Оксид серы, (IV). Сернистая кислота. Состав, строение, свойства. Окислительно-восстановительные свойства кислородсодержащих соединений серы (IV). Сульфиты. Гидросульфиты. Качественная реакция на сернистую кислоту и ее соли. Применение кислородсодержащих соединений 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.

Тема 5

Подгруппа азота и ее типичные представители (14 ч)

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

Азот как элемент и как простое вещество. Химические свойства азота. Аммиак, строение, свойства, водородная связь между молекулами аммиака. 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. Составление уравнений реакций взаимодействия азотной кислоты с металлами методом электронного баланса. 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.

Минеральные удобрения: классификация, примеры, особенности физиологического воздействия на растения. Проблема связанного азота. Проблема научно обоснованного

использования минеральных удобрений в сельском хозяйстве. Расчеты питательной ценности удобрений. Проблема накопления нитратов.

Тема 6.

Подгруппа углерода и ее типичные представители (10 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. Силикатная промышленность. Краткие сведения о керамике, стекле, цементе.

Понятие о круговороте химических элементов на примере углерода, азота, фосфора и серы.

Загрязнение атмосферы, соединениями азота, серы, углерода. Химические превращения, происходящие с сернистым газом в атмосфере, механизмы воздействия сернистых соединений на живую и неживую природу (на примере состояний «физиологической сухости» у растений) и на карбонатсодержащие минералы (разрушение известняка, мрамора). Кислотные дожди, особенности их химического состава и последствия воздействия на живое и неживое. Накопление соединений азота и фосфора в природных водах.

Источники накопления диоксида углерода в атмосфере. «Парниковый» эффект. Взаимосвязь концентрации углекислого газа в атмосфере и температуры воздуха.

Раздел III.

Металлы (18 ч)

Тема 7.

Общие свойства металлов (6 ч)

Положение металлов в периодической системе. Особенности строения атомов металлов: s-, p- и d-элементов. Значение энергии ионизации. Металлическая связь. Кристаллические решетки. Общие и специфические физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Использование электрохимического ряда напряжений металлов при выполнении самостоятельных работ. Электролиз расплавов и растворов солей. Практическое значение электролиза. Способность металлов образовывать сплавы. Общие сведения о сплавах.

Понятие о коррозии металлов. Коррозия металлов - общепланетарный геохимический процесс; виды коррозии: химическая и электрохимическая — и способы защиты от нее.

Тема 8

Металлы главных и побочных подгрупп (12 ч)

Металлы — элементы 1-П групп. Строение атомов химических элементов IA- и IIA-групп, их сравнительная характеристика. Физические и химические свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов, солей. Применение щелочных и щелочноземельных металлов. Закономерности распространения щелочных и щелочноземельных металлов в природе, их получение электролизом соединений. Минералы кальция, их состав, особенности свойств, области практического применения. Жесткость воды и способы ее устранения. Роль металлов I и II групп в живой природе.

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.

Металлы IVA-группы — р-элементы. Свинец и олово: строение атомов, физико-химические свойства простых веществ; оксиды и гидроксиды олова и свинца. Исторический очерк о применении этих металлов. Токсичность свинца и его соединений, основные источники загрязнения ими окружающей среды.

Железо, марганец, хром как представители d-элементов. Строение атомов, свойства химических 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. 1. Образцы металлов и их соединений, изучение их электрической проводимости. 2. Теплопроводность металлов. 3. Модели кристаллических решеток металлов. 4. Взаимодействие металлов с неметаллами и водой. 5. Электролиз растворов хлорида меди (II) и иодида калия. 6. Опыты по коррозии металлов и защите металлов от нее. 7* Горение, взаимодействие с водой лития, натрия и кальция. 8. Взаимодействие с водой оксида кальция. 9. Качественные реакции на ионы кальция и бария. 10. Устранение жесткости воды. 11. Механическая прочность оксидной пленки алюминия. 12. Взаимодействие алюминия с водой. 13. Взаимодействие алюминия с бромом, кислотами, щелочами. 14. Взаимодействие соединений хрома (II) и (III) с кислотами и щелочами. 15. Получение оксида хрома (III) разложением бикарбоната аммония.

Лабораторные опыты. 1. Рассмотрение образцов металлов, их солей и природных соединений. 2. Взаимодействие металлов с растворами солей. 3. Ознакомление с образцами сплавов (коллекция «Металлы и сплавы»). 4. Ознакомление с образцами природных соединений кальция. 5. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавов. 6. Ознакомление с образцами чугуна и стали. 7. Свойства оксидов и гидроксидов алюминия. 8. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II) и железа (III). 9. Качественные реакции на ионы железа. 10. Взаимодействие цинка и железа с растворами кислот и щелочей.

Практическое занятие. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы».

Тема творческой работы. Металлы и современное общество.

Раздел IV Органические соединения (16 ч)

Тема 9

Общие сведения об органических соединениях (16 ч)

Понятие о полимерных химических соединениях. Мономер; полимер; способность атомов углерода и кремния к образованию последних.

Соединения углерода — предмет самостоятельной науки — органической химии. Первоначальные сведения о строении органических веществ. Некоторые положения и роль теории А.М. Бутлерова в развитии этой науки. Понятие о гомологии и изомерии.

Основные классы углеводородов. Алканы. Электронное и пространственное строение предельных углеводородов (алканов). Изомерия и номенклатура предельных углеводородов. Физические и химические свойства алканов. Способность алканов к реакции замещения и изомеризации.

Непредельные углеводороды — алкены и алкины. Электронное и пространственное строение алкенов и алкинов. Гомологический ряд алкенов. Номенклатура. Физические и химические свойства алкенов. Способность алкенов к реакции присоединения и полимеризации. Понятие о полимерных химических соединениях: мономер, полимер, степень полимеризации. Полиэтилен; полипропилен — представители полимеров. Алкины, номенклатура, свойства.

Распространение углеводов в природе. Состав нефти и характеристика основных продуктов, получаемых из нефти.

Кислородсодержащие органические соединения. Понятие о функциональной группе. Гомологические ряды спиртов и карбоновых кислот. Общие формулы классов этих соединений. Физиологическое действие спиртов на организм. Химические свойства спиртов: горение, гидрогалогенирование, дегидратация. Понятие о многоатомных спиртах (глицерин). Общие свойства карбоновых кислот. Реакция этерификации.

Биологически важные соединения. Химия и пища: жиры, углеводы, белки — важнейшие составные части пищевого рациона человека и животных. Свойства жиров и углеводов. Роль белков в природе и их химические свойства: гидролиз, денатурация.

Демонстрации. 1. Образцы простых веществ - неметаллов и их соединений. 2. Коллекция простых веществ-галогенов. 3. Растворимость в воде кислорода, азота, серы, фосфора. 4. Электропроводность неметаллов. 5. Получение моноклинной и пластической серы. 6. Получение белого фосфора и его возгорание на воздухе. 7. Получение оксидов азота (II и IV). 8. Взаимодействие азота, фосфора и углерода с металлами и водородом. 9. Взаимодействие брома с алюминием. 10. Взаимодействие серы с водородом, медью, натрием, кислородом. 11. Восстановление свинца из оксида на поверхности угля. 12. Получение кремния и силана. Окисление силана на воздухе. 13. Получение аммиака и исследование его свойств. 14. Получение и исследование свойств диоксида углерода. 15. Опыты, подтверждающие общие химические свойства кислот. 16. Горение серы и угля в азотной кислоте. Воспламенение скипидара в азотной кислоте. 17. Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой. 18. Получение кремниевой кислоты. 19. Получение оксидасеры (IV) и окисление его в присутствии катализатора. 20. Качественные реакции на анионы: сульфид-ион, сульфат-ион, карбонат-ион, хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион, нитрат-ион, фосфат-ион. 21. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 22. Модели молекул органических соединений. 23. Получение этилена и его взаимодействие с бромной водой и раствором перманганата калия. 24. Воспламенение спиртов. 25. Опыты, подтверждающие химические свойства карбоновых кислот. 26. Реакция этерификации. 27. Модель молекулы белка. 28. Денатурация белка. 29. Примеры углеводов в различных агрегатных состояниях. 30. Получение ацетилена и его взаимодействие с бромной водой.

Лабораторные опыты. 1. Ознакомление с образцами серы и ее природных соединений. 2. Ознакомление с образцами соединений галогенов. 3. Получение углекислого газа и изучение его свойств. 4. Качественные реакции на анионы кислот. 5. Восстановительные свойства водорода и углерода. 6. Получение угольной кислоты из оксида углерода (IV) и изучение ее свойств. 7. Гидролиз солей, образованных сильными и слабыми кислотами. 8. Распознавание хлоридов и сульфатов.

Практические работы. 1. Получение аммиака и исследование его свойств. Ознакомление с химическими свойствами водного раствора аммиака. 2. Распознавание минеральных удобрений. 3. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов. 4. Определение качественного состава органического вещества.

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

Темы творческих работ. 1. Химические свойства элементов и их роль в экологических процессах (на примере изученных элементов IV, V, VI групп). 2. Фосфор (азот, селен, бор). Распространение в природе; состав, строение, свойства и роль неметаллов в техносфере. 3. Кремний в полупроводниковой промышленности. Солнечные батареи.

4. Требования к уровню подготовки выпускников.

Соблюдать правила:

- техники безопасности при обращении с химической посудой и лабораторным оборудованием (пробирками, химическими стаканами, воронкой, лабораторным штативом, спиртовкой); растворами кислот, щелочей, негашеной известью, водородом, метаном, бензином, ядохимикатами, минеральными удобрениями;
- личного поведения, способствующего защите окружающей среды от загрязнения;

—оказания помощи пострадавшим от неумелого обращения с веществами.

Проводить:

- нагревание, отстаивание, фильтрование и выпаривание;
- опыты по получению и собиранию кислорода, оксида углерода (IV), водорода;
- распознавание кислорода, водорода, углекислого газа, растворов кислот и щелочей, хлорид-, сульфат- и карбонат-ионов;
- изготовление моделей молекул веществ (H_2O , CO_2 , HCl);
- вычисления: а) массовой доли химического элемента по формуле вещества, б) количества вещества (массы) по количеству вещества (массе) одного из вступивших в реакцию или полученных веществ, в) массовой доли растворенного вещества.

Называть:

- химический элемент по его символу;
- вещества по их химическим формулам;
- свойства неорганических веществ;
- свойства органических веществ;
- признаки и условия осуществления химических реакций;
- факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- типы химических реакций.

Определять:

- простые и сложные вещества;
 - минеральные удобрения;
 - сульфат-, карбонат-, хлорид- ионы в растворах;
 - принадлежность веществ к определенному классу;
 - электроотрицательность химических элементов
 - валентность и (или) степень окисления химических элементов в бинарных соединениях;
- вид химической связи между атомами в типичных случаях: а) щелочной металл — галоген, б) водород — типичные неметаллы, в) в молекулах простых веществ;
- тип химической реакции: а) по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции, б) по характеру теплового эффекта.

Составлять:

- формулы неорганических соединений (по валентности химических элементов или степени окисления);
- схемы распределения электронов в атомах химических элементов с порядковыми номерами 1—20;
- уравнения химических реакций различных типов.
- уравнения реакций ионного обмена
- окислительно-восстановительные уравнения реакций

Характеризовать:

- качественный и количественный состав вещества;
- химические элементы малых периодов, а также калий и кальций по положению в периодической системе Д. И. Менделеева и строению их атомов;
- химические свойства неорганических веществ;

Объяснять:

- физический смысл порядкового (атомного) номера химического элемента, номеров группы и периода, к которым он принадлежит в периодической системе Д. И. Менделеева;
- закономерности изменения свойств химических элементов малых периодов и главных подгрупп;
- причины сходства и различия в строении атомов химических элементов одного периода и одной главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева;
 - зависимость свойств веществ от вида химической связи.

Перечень химических элементов, веществ и их свойств, включенных в требования к уровню подготовки выпускников

Химические элементы:

H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Fe, Cu, Ag, Zn.

Простые вещества

Неметаллы:

водород (взаимодействие с кислородом, оксидом меди (II)), получение в лаборатории при взаимодействии цинка (железа) с соляной кислотой;

кислород (взаимодействие с водородом, серой, фосфором, магнием, медью, железом, метаном), получение из пероксида водорода и перманганата калия, аллотропия.

магний и алюминий (взаимодействие с соляной кислотой);

железо, цинк (взаимодействие с соляной кислотой).

Сложные вещества

Оксиды металлов: Na_2O , MgO , CaO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , CuO (отношение к кислотам).

Основания: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 (взаимодействие с кислотами, с оксидами неметаллов); Cu(OH)_2 , Fe(OH)_3 (взаимодействие с кислотами, разложение при нагревании).

Кислоты: HCl , H_2SO_4 (отношение к индикаторам, взаимодействие с некоторыми металлами).

Соли: хлориды, нитраты, сульфаты, сульфиды железа (II), меди (II), фосфаты.

Литература для учителя

1. Кузнецова Н.Е. Формирование систем понятий при обучении химии: книга для учителя. — М.: Просвещение, 1989.
2. Кузнецова Н.Е., Шаталов М.А. Проблемное обучение на основе межпредметной интеграции (на примере дисциплин естественнонаучного цикла): Учебное пособие. —

СПб.: Образование. 1998.

3. Кузнецова Н.Е., Шаталов М.А. Проблемно-интегративный подход и Методика его реализации в обучении химии // Химия в школе. - 1993. - № 3.

4. Тара Н.Н., Зуева М.В. В химической лаборатории. 8 кл. Рабочая тетрадь. — М.: Вентана-Граф, 2002.

5. Зуева М.В., Гара Н.Н. В химической лаборатории. 9 кл. Рабочая тетрадь. — М.: Вентана-Граф, 2002.

6. Зуева М.В., Тара Н.Н. Экзаменационные работы по химии. 8-9 кл. — М.: Вентана-Граф, 2002.

7. Гора Н.Н., Зуева М.В. Химия. Система заданий для контроля обязательного уровня подготовки выпускников основной школы. — М.: Вентана-Граф, 2003.

8. Кузнецова Н.Е., Левкина А.Н. Задачник по химии. 8 кл. - М.: Вентана-Граф, 2002.

9. Кузнецова Н.Е., Левкина А.Н. Задачник по химии. 9 кл. - М.: Вентана-Граф, 2003.

10. Титова И.М. Малый химический тренажер: Технология организации адаптационно-развивающих диалогов. Комплект дидактических материалов для 8-11 классов общеобразовательной школы. — М.: Вентана-Граф, 2001.

11. Зуева М.В., Гора Н.Н. Контрольные и проверочные работы по химии. 8-9 классы. - М.: Дрофа, 1977-2000.

12. Зуева М.В. Тара Н.Н. Новые контрольные и проверочные работы по химии. 8-9 классы. - М.: Дрофа, 2002.

13. Титова И.М. Вещества и материалы: Учебное пособие. — М.: Мирос, 1998.

14. Титова И.М. Методические основы гуманизации развивающего обучения химии: Учебное пособие. — СПб.: Образование, 1994

15.; Титова И.М. Концепция гуманизации развивающего обучения химии // * Химия в школе. — 1996. — М°