

ПРИНЯТО

педагогическим советом
МБОУ «Оскольская ООШ
Новооскольского района
Белгородской области»
Протокол от 31 августа 2020
№ 1

СОГЛАСОВАНО

Заместитель директора
МБОУ «Оскольская ООШ
/Капустина Т.П./
«31» августа 2020 г.

УТВЕРЖДАЮ

Директор МБОУ «Оскольская ООШ
Новооскольского района
Белгородской области»
/Лысенко В.Г./
Приказ от 31.08.2020
ООШ №207



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по предмету «Химия»

8-9 класс

(Приказ МБОУ «Оскольская ООШ Новооскольского района
Белгородской области»
от « 31 » августа 2020 г. №207)

Базовый уровень

Количество часов – 136 ч.

8 класс – 68 ч.

9 класс – 68 ч.

Разработал:
учитель
МБОУ «Оскольская ООШ»
Лысенко А.В.

Планируемые результаты изучения курса

Усвоение данной программы обеспечивает достижение следующих результатов:

Личностные:

- 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.

Метапредметные:

- 1) овладение навыками самостоятельного приобретения новых знаний, организации учебной деятельности, поиска средств её осуществления;
- 2) умение планировать, контролировать и оценивать учебные действия в соответствии с поставленной задачей и условиями её реализации;
- 3) понимание проблемы, умение ставить вопросы, выдвигать гипотезу, давать определения понятиям, классифицировать, структурировать материал, проводить эксперименты, аргументировать собственную позицию, формулировать выводы и заключения;
- 4) 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 на электронных носителях; соблюдать нормы информационной избирательности, этики;
- 5) умение на практике пользоваться основными логическими приёмами, методами наблюдения, моделирования, объяснения, решения проблем, прогнозирования и др.;
- 6) умение воспринимать, систематизировать и предъявлять информацию в словесной, образной, символической формах; анализировать и перерабатывать полученную информацию в соответствии с поставленными задачами;
- 7) умение переводить информацию из одной знаковой системы в другую (из текста в таблицу, из аудиовизуального ряда в текст и др.), выбирать знаковые системы адекватно познавательной и коммуникативной ситуации;

- 8) умение свободно, правильно излагать свои мысли в устной и письменной форме; адекватно выражать своё отношение к фактам и явлениям окружающей действительности, к прочитанному, услышанному, увиденному;
- 9) умение объяснять явления и процессы социальной действительности с научных, социально-философских позиций, рассматривать их комплексно в контексте сложившихся реалий и возможных перспектив;
- 10) способность организовать свою жизнь в соответствии с общественно значимыми представлениями о здоровом образе жизни, правах и обязанностях гражданина, ценностях бытия и культуры, принципах социального взаимодействия;
- 11) умение применять индуктивные и дедуктивные способы рассуждений, видеть различные способы решения задач;
- 12) выполнение познавательных и практических заданий, в том числе с использованием проектной деятельности, на уроках и в доступной социальной практике;
- 13) способность оценивать с позиций социальных норм собственные поступки и поступки других людей; умение слушать собеседника, понимать его точку зрения, признавать право другого человека на иное мнение;
- 14) умение взаимодействовать с людьми, работать в коллективах с выполнением различных социальных ролей;
- 15) умение оценивать свою познавательно-трудовую деятельность с точки зрения нравственных, правовых норм, эстетических ценностей по принятым в обществе и коллективе требованиям и принципам;
- 16) овладение сведениями о сущности и особенностях объектов, процессов и явлений действительности (природных, социальных, культурных, технических и др.) в соответствии с содержанием конкретного учебного предмета;
- 17) понимание значимости различных видов профессиональной и общественной деятельности.

Предметные:

- 1) понимать значение научных знаний для адаптации человека в современном динамично изменяющемся и развивающемся мире, возможность разумного использования достижений науки и современных технологий для дальнейшего развития человеческого общества;
- 2) давать определения изученных понятий: «химический элемент», «атом», «ион», «молекула», «кристаллическая решётка», «вещество», «простые и сложные вещества», «химическая формула», «относительная атомная масса», «относительная молекулярная масса», «валентность», «оксиды», «кислоты», «основания», «соли», «амфотерность», «индикатор», «периодический закон», «периодическая таблица», «изотопы», «химическая связь», «электроотрицательность», «степень окисления», «химическая реакция», «химическое уравнение», «генетическая связь», «окисление», «восстановление», «электролитическая диссоциация», «скорость химической реакции»;
- 3) описывать демонстрационные и самостоятельно проведённые химические эксперименты;
- 4) проводить химический эксперимент, обращаться с веществами, используемыми в экспериментальном познании химии и в повседневной жизни, в соответствии с правилами техники безопасности;
- 5) описывать и различать изученные классы неорганических соединений, простые и сложные вещества, химические реакции;

- 6) классифицировать изученные объекты и явления;
- 7) овладевать предметными и межпредметными понятиями, отражающими существенные связи и отношения между объектами и процессами;
- 8) делать выводы и умозаключения из наблюдений, изученных химических закономерностей, прогнозировать свойства неизученных веществ по аналогии со свойствами изученных;
- 9) структурировать изученный материал и химическую информацию, полученную из других источников;
- 10) моделировать строение атомов элементов 1-3 периодов, строение простых молекул;
- 11) анализировать и оценивать последствия для окружающей среды бытовой и производственной деятельности человека, связанной с переработкой веществ;
- 12) оказывать первую помощь при отравлениях, ожогах и других травмах, связанных с веществами и лабораторным оборудованием.

СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОГО КУРСА «ХИМИЯ»

8 КЛАСС

(2 часа в неделю, всего 68 часов)

ВВЕДЕНИЕ (2 ч)

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

Демонстрации. 1. Таблицы и слайды, показывающие исторический путь развития науки, достижения химии и их значение; 2. Лабораторное оборудование.

Практическая работа 1. Приёмы обращения с лабораторным оборудованием. Строение пламени

РАЗДЕЛ I. ВЕЩЕСТВА И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ С ПОЗИЦИЙ АТОМНО - МОЛЕКУЛЯРНОГО УЧЕНИЯ (46 ч).

1. Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения (10 ч)

Понятие «вещество» в физике и химии. Физические и химические явления. Изменяющееся вещество как предмет изучения химии. Описание веществ. Химические элементы: их знаки и 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. Атомно-молекулярное учение (АМУ) в химии. Относительные атомная и молекулярная массы. Система химических элементов Д.И. Менделеева. Определение периода и группы. Характеристика положения химических элементов по периодической системе. Валентность. Определение валентности по положению элемента в периодической системе.

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

Демонстрации. 3. Физические и химические явления. 4. Модели атомов и молекул; кристаллических решеток. 5. Коллекция металлов и неметаллов. 6. Получение углекислого газа разными способами. 7. Электролиз воды. 8. Кипячение воды. 9. Опыты по диффузии. 10. Коллекция простых веществ, образованных элементами I – III периодов. 11. Коллекция веществ количеством 1 моль.

Лабораторные опыты.

1. Рассмотрение веществ с различными физическими свойствами (медь, железо, цинк, сера, вода, хлорид натрия и др.).

2. Примеры физических явлений: кипячение воды, плавление парафина.

3. Примеры химических явлений: горение древесины, взаимодействие мрамора с соляной кислотой. 4. Изучение образцов металлов и неметаллов (серы, железа, алюминия, графита, меди и др.).

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.

Входная контрольная работа

2. Химические реакции. Закон сохранения массы веществ (7 ч)

Сущность химических явлений в свете атомно-молекулярного учения. Признаки и условия протекания химических реакций. Причины и направления 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. 12. Примеры химических реакций разных видов: разложение малахита, бихромата аммония, получение сульфида железа, горение магния, взаимодействие соляной кислоты с карбонатом натрия и др. 13. Опыты, иллюстрирующие закон сохранения массы вещества: горение свечи на весах с поглощением продуктов горения, обменные реакции в приборах для иллюстрации закона. 14. Набор моделей атомов.

Лабораторные опыты.

5. Признаки протекания химических реакций: нагревание медной проволоки; взаимодействие растворов едкого натра и хлорида меди; взаимодействие растворов уксусной кислоты и гидрокарбоната натрия.

6. Типы химических реакций: разложение гидроксида меди (II); взаимодействие железа с раствором хлорида меди (II), взаимодействие оксида меди (II) с раствором соляной кислоты.

Расчетные задачи. 3. Вычисление по химическим уравнениям масс, количеств веществ: а) вступивших в реакцию; б) образовавшихся в результате реакции.

Контрольная работа № 1 по темам «Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения. Химические реакции. Закон сохранения массы веществ»

3. Методы изучения химии (1 ч)

Понятие о методе как средстве научного познания действительности. Методы, связанные с непосредственным 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.

7. Изменение окраски индикаторов в различных средах.

4. Вещества в окружающей нас природе и технике (5 ч)

Чистые вещества и смеси. Степень чистоты и виды загрязнения веществ. Разделение смесей. Очистка веществ - фильтрование, перегонка (дистилляция), выпаривание (кристаллизация), Идентификация веществ с помощью определения температур плавления и кипения.

Понятие о растворах как гомогенных физико-химических системах. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость твердых веществ. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества.

Демонстрации. 15. Разделение смесей различными методами: методом отстаивания; с помощью делительной воронки. 16. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 17. Тепловые эффекты при растворении: растворение серной кислоты, нитрата аммония.

Лабораторные опыты.

8. Приготовление и разделение смеси серы и железа.

Расчетные задачи. 4. Вычисление концентрации растворов (массовой доли) по массе растворенного вещества и объему или массе растворителя. 5. Вычисление массы, объема,

количества растворенного вещества и растворителя по определенной концентрации раствора.

Практическая работа №2. Очистка веществ.

Практическая работа №3. Приготовление растворов заданной концентрации.

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

Понятие о газах. Воздух - смесь газов. Относительная плотность газов.

Кислород - химический элемент и простое вещество.

Получение кислорода в промышленности и лаборатории. Химические свойства кислорода. Применение кислорода.

Демонстрации. 18. опыты, подтверждающие состав воздуха. 19. Получение кислорода. 20. Сжигание в атмосфере кислорода, серы, угля, красного фосфора, железа.

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 № 4. Получение кислорода и изучение его свойств.

Промежуточная (рубежная) аттестационная работа

Контрольная работа № 2 по темам «Вещества в окружающей нас природе и технике. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение»

6. Основные классы неорганических соединений (12 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. Общие химические свойства кислот. Ряд активности металлов. Щелочи, их свойства и способы получения.

Нерастворимые основания, их свойства и способы получения. Понятие об амфотерности. Оксиды и гидроксиды, обладающие амфотерными свойствами.

Химические свойства солей (взаимодействие растворов солей с растворами щелочей, кислотами и металлами).

Генетическая связь неорганических соединений.

Демонстрация. 21. Образцы соединений - представителей классов кислот, солей, нерастворимых оснований, щелочей, оксидов. 22. опыты, иллюстрирующие существование генетической связи между соединениями фосфора, углерода, натрия, кальция. 23. Взаимодействие кальция и натрия с водой. 24. Действие индикаторов. 25. опыты, иллюстрирующие химические свойства отдельных классов неорганических соединений. 26. Образцы простых веществ и их соединений (оксидов и гидроксидов), образованных элементами одного периода.

Лабораторные опыты. 9. Рассмотрение образцов оксидов (углерода (IV), водорода, фосфора, меди, кальция, железа, кремния). 10. Наблюдение растворимости оксидов алюминия, натрия, кальция и меди в воде. 11. Определение кислотности - основности среды полученных растворов с помощью индикатора. 12. Взаимодействие оксидов кальция и фосфора с водой, определение характера образовавшегося гидроксида с помощью индикатора. 13. Взаимодействие оксида меди (II) и оксида цинка с раствором серной кислоты. 14. Получение углекислого газа и взаимодействие его с известковой водой. 15. Взаимодействие металлов (магния, цинка, железа, меди) с растворами кислот. 16. Взаимодействие растворов кислот со щелочами. 17. Взаимодействие растворов

кислот с нерастворимыми основаниями. 18. Получение нерастворимых оснований и исследование их свойств (на примере гидроксида цинка и гидроксида меди (II)).

Практическая работа №5. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований.

Контрольная работа № 3 по теме «Основные классы неорганических соединений»

РАЗДЕЛ II. ВЕЩЕСТВА И ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В СВЕТЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ТЕОРИИ (20 ч)

7. Строение атома (2 ч)

Строение атома. *Строение ядра. Изотопы.* Химический элемент - определенный вид атома. Строение электронных оболочек атомов *s*-, *p*-элементов.

Место элемента в периодической системе.

Демонстрации. 27. Модели атомов различных элементов.

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

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 примере щелочных металлов, галогенов, инертных газов). Характеристика химических свойств элементов групп А, их изменения в свете электронного строения атома. Характеристика химических элементов на основе их положения в периодической системе.

Демонстрации. 28. Набор слайдов, кодограмм, таблиц «Периодический закон и строение атома». 29. Демонстрация образцов щелочных металлов и галогенов. 30. Взаимодействие щелочных металлов и галогенов с простыми и сложными веществами.

9. Строение вещества (4 ч)

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.

Кристаллическое строение веществ. Кристаллические решетки: атомная, ионная, молекулярная и их характеристики. **Демонстрации.** 31.

Модели кристаллических решеток веществ с ионным, атомным и молекулярным строением. 32. Возгонка йода.

10. Химические реакции в свете электронной теории (5 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

Демонстрации. 33. Примеры окислительно-восстановительных реакций различных типов: горение веществ, взаимодействие металлов с галогенами, серой, растворами кислот и солей.

Контрольная работа № 4 по темам «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение вещества. Химические реакции в свете электронной теории»

11. Водород и его важнейшие соединения (3 ч)

Водород - химический элемент и простое вещество. Получение водорода в лаборатории. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. *Промышленное получение водорода.* Оксид водорода - вода: состав, пространственное строение. *Физические и химические свойства воды.*

Демонстрации. 34. Получение водорода в лаборатории. 35. Легкость водорода. 36. Горение водорода. 37. Восстановление меди из ее оксида в токе водорода. 38. Опыты, подтверждающие химические свойства воды

Практическая работа №6. Получение водорода и изучение его свойств.

12. Галогены (7 ч)

Галогены – химические элементы и простые вещества. 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. Хлориды – соли соляной кислоты.

Демонстрации. 39. Взаимодействие с хлором натрия, сурьмы, железа, красного фосфора. 40. Обесцвечивание хлором красящих веществ. 41. Взаимодействие брома и йода с металлами; раствора йода с крахмалом. 42. Взаимное вытеснение галогенов 43. Синтез хлороводорода. 44. Получение хлороводорода реакцией обмена и растворение его в воде.

Лабораторные опыты. 19. Отбеливающие свойства хлора. 20. Распознавание соляной кислоты и хлоридов, бромидов, иодидов.

Практические работы №7. Получение соляной кислоты и опыты с ней. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены».

Контрольная работа итоговая

9 КЛАСС

(2 часа в неделю, всего 68 часов)

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА 8 КЛАССА (3 ЧАСА)

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете теории строения атома. Химическая связь. Строение вещества. Типы кристаллических решеток.

РАЗДЕЛ I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ (13 ч)

ТЕМА 1. Химические реакции и закономерности их протекания (2ч)

Энергетика химических реакций. *Тепловой эффект.* Термохимическое уравнение. *Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.* Закон действия масс. *Катализ и катализаторы.* Химическое равновесие.

Демонстрации. 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. 2. Зависимость скорости реакции от температуры. 3. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. 4. Взаимодействие алюминия с йодом в присутствии воды. 5. Взаимодействие пероксида водорода с оксидом марганца (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.

Расчётные задачи. 1. Расчёты по термохимическим уравнениям.

ТЕМА 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации (11 ч) Понятие о растворах: определение растворов, растворители, растворимость, классификация растворов.

Электролиты и неэлектролиты.

Процессы, происходящие с электролитами при расплавлении и растворении веществ в воде. Роль воды в процессе электролитической диссоциации. Диссоциация электролитов с ионной и полярной ковалентной химической связью. Свойства ионов. Тепловые явления, сопровождающие процессы растворения.

Сильные и слабые электролиты.

Реакции ионного обмена. Химические свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации.

Демонстрации. 6. Испытание веществ, их растворов и расплавов на электрическую проводимость. 7. Гидратация и дегидратация ионов (на примерах безводных солей и кристаллогидратов сульфатов меди (II)). 8. Влияние разбавления на степень диссоциации. Сравнение электрической проводимости концентрированного и разбавленного растворов уксусной кислоты.

Лабораторные опыты. 3. Реакции обмена между растворами электролитов.

Расчётные задачи. Расчёты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.

Практическая работа № 2. Решение экспериментальных задач по теме.

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

РАЗДЕЛ II. ЭЛЕМЕНТЫ – НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ (23 ч)

ТЕМА 3. Общая характеристика неметаллов (3 ч)

Химические элементы-неметаллы. Распространение неметаллических элементов в природе. Положение элементов-неметаллов в периодической системе. 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. Типичные формы водородных и кислородных соединений неметаллов.

Простые вещества-неметаллы. Особенности их строения. Физические свойства (агрегатное состояние, температура плавления, кипения, растворимость в воде). Понятие аллотропии. Аллотропия углерода, фосфора, серы. 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-восстановительных реакциях. 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. **Демонстрации.** 9. Образцы простых веществ - неметаллов и их соединений. 10. Коллекция простых веществ-галогенов.

ТЕМА 4. Подгруппа кислорода и её типичные представители (7 ч)

Общая характеристика неметаллов подгруппы кислорода. Закономерные изменения в подгруппе. Физические и химические свойства халькогенов - простых веществ. Кислород и озон. Сера как простое вещество. Аллотропия серы. Химические свойства серы. Применение серы. *Сероводород, строение, физические и химические свойства. Восстановительные свойства сероводорода. Качественная реакция на сероводород и сульфиды.*

Кислородсодержащие соединения серы (IV). Оксид серы (IV). *Сернистая кислота. Состав, строение, свойства.* Сульфиты.

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

Демонстрации. 11. Получение моноклинной и пластической серы. 12. Опыты, подтверждающие общие химические свойства кислот. 13. Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой. 14. Качественные реакции на анионы: сульфид-ион, сульфат-ион, хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион.

Лабораторные опыты. 4. Ознакомление с образцами серы и её природных соединений. 5. Качественные реакции на анионы кислот.

ТЕМА 5. Подгруппа азота и её типичные представители (7 ч)

Общая характеристика 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. 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, её 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 её соли. Получение и применение азотной кислоты и её 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 её соли. Качественная реакция на фосфат-ион.

Демонстрации. 15. Получение аммиака и исследование его свойств. 16. Опыты, подтверждающие общие химические свойства кислот. 17. Горение серы и угля в азотной кислоте. 18. Воспламенение скипидара в азотной кислоте. 19. Качественные реакции на анионы: сульфид-ион, сульфат-ион, карбонатион, хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион, нитрат-ион, фосфат-ион.

Лабораторные опыты. 6. Получение аммиака и исследование его свойств. 7. Ознакомление с химическими свойствами водного раствора аммиака. 8. Качественные реакции на анионы кислот.

Практическая работа № 3. *Получение аммиака и опыты с ним.*

ТЕМА 6. Подгруппа углерода (6 ч)

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

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

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

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

Демонстрации. 20. Получение и исследование свойств диоксида углерода. 21. Качественные реакции на анионы: сульфид-ион, сульфат-ион, карбонат-ион, хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион, нитрат-ион, фосфат-ион.

Лабораторные опыты. 9. Получение углекислого газа и изучение его свойств. 10. Качественные реакции на анионы кислот. 11. Распознавание хлоридов, сульфатов, карбонатов.

Расчётные задачи. Вычисление массы или объёма продукта реакции по известной массе или объёму исходного вещества, содержащего примеси.

Практическая работа № 4. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов. **Контрольная работа 2** по теме «Элементы – неметаллы и их важнейшие соединения»

РАЗДЕЛ III. МЕТАЛЛЫ (14 ч)

7. Общие свойства металлов (6 ч)

Элементы-металлы в природе и в периодической системе. Особенности строения атомов металлов: *s*-, *p*- и *d*-элементов. Металлическая связь. Кристаллические решётки. Общие и специфические физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов. *Электрохимический ряд напряжений металлов.* Использование электрохимического ряда напряжений металлов при выполнении самостоятельных работ. **Демонстрации.** 22. Образцы металлов и их соединений. 23. Модели кристаллических решёток металлов.

8. Металлы главных и побочных подгрупп (8 ч).

Металлы - элементы IA-, IIA-групп. Строение атомов химических элементов IA- и II A-групп, их сравнительная характеристика. Физические и химические свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов, солей. Применение щелочных и щёлочноземельных металлов. Минералы кальция, их состав, свойства, области практического применения. Жёсткость 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 как представитель металлов побочных подгрупп. Железо как простое вещество. Физические и химические свойства. Состав, особенности свойств и применение чугуна и стали как важнейших сплавов железа. Краткие сведения о важнейших соединениях металлов (оксиды и гидроксиды), об их поведении в окислительно-восстановительных реакциях. Соединения железа - Fe^{2+} , Fe^{3+} . *Качественные реакции на ионы железа.* Биологическая роль металлов.

Демонстрации. 24. Взаимодействие с водой натрия и кальция. 25. Взаимодействие с водой оксида кальция. 26. Качественные реакции на ионы кальция и бария. 27. Устранение жёсткости воды. 28 Взаимодействие алюминия с водой. 29. Взаимодействие алюминия с бромом, кислотами, щелочами.

Лабораторные опыты. 12. Рассмотрение образцов металлов, их солей и природных соединений. 13. Взаимодействие металлов с растворами солей. 45. Ознакомление с образцами природных соединений кальция. 15. Ознакомление с образцами алюминия и

его сплавов. 16. Свойства оксидов и гидроксидов алюминия. 17. Ознакомление с образцами чугуна и стали. 18. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II) и железа (III). 19. Качественные реакции на ионы железа. 20. Взаимодействие цинка и железа с растворами кислот и щелочей.

Практическая работа № 5. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения».

Контрольная работа №3 по теме «Металлы»

РАЗДЕЛ IV. ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ (8 ч)

9. Углеводороды (4 ч).

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. Классификация углеводородов. *Природные источники углеводородов*

Предельные углеводороды - алканы. Физические и химические свойства алканов. Способность алканов к реакции замещения и изомеризации.

Непредельные углеводороды - алкены и алкины. Гомологический ряд алкенов. Физические и химические свойства алкенов. Способность алкенов к реакции присоединения и полимеризации. Понятие о полимерных химических соединениях: мономер, полимер, степень полимеризации. Полиэтилен. Алкины, свойства.

Демонстрации. 29. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 30. Модели молекул органических соединений. 31. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. 32. Получение ацетилена и его взаимодействие с бромной водой.

10. Кислородсодержащие органические соединения (2 ч).

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

Демонстрации. 33. Воспламенение спиртов. 34. Опыты, подтверждающие химические свойства карбоновых кислот. 35. Реакция этерификации вещества.

11. Биологически важные органические соединения (жиры, углеводы, белки) (2 ч).

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.** 36. Модель молекулы белка. 37. Денатурация белка.

РАЗДЕЛ V. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ (3 ч).

12. Человек в мире веществ (3 ч)

Вещества, вредные для здоровья человека и окружающей среды. Полимеры и их значение в жизни человека. Минеральные удобрения на вашем участке.

Лабораторные работы. 21. Ознакомление с образцами полимеров и изучение их свойств. 22. Распознавание минеральных удобрений.

13. Производство неорганических веществ и их применение (1 ч).

Понятие о химической технологии.

Понятие о металлургии. Производство чугуна. Различные способы получения стали

Тематическое планирование

8 класс (68 ч)

Темы, раскрывающие данный раздел программы. Количество часов	Основное содержание по темам	Характеристика основных видов деятельности обучающегося
Введение (2 ч)		
Введение	1. Предмет и задачи химии. 2. Методы химии. Химический язык. 3. Практическая работа № 1. Приёмы обращения с лабораторным оборудованием. Строение пламени. Демонстрации. Таблицы и слайды, показывающие исторический путь развития науки, достижения химии и их значение; лабораторное оборудование	Использовать межпредметные связи. Различать тела и вещества. Знакомиться с лабораторным оборудованием. Соблюдать технику безопасности
Раздел I. Вещества и химические явления с позиций атомно - молекулярного учения (46 ч).		
1. Химические элементы и вещества в свете атомно- молекулярного учения	1. Физические и химические явления. 2. Атомы, молекулы, Химические элементы. Формы существования элементов в природе. 3. Состав веществ. Простые и сложные вещества. Закон постоянства состава веществ. 4. Атомно-молекулярное учение. Относительная атомная масса. 5. Относительная молекулярная масса. Массовая доля элемента в соединении. 6. Периодическая система Химических элементов Д. И. Менделеева. 7, 8. Валентность химических элементов.	Устанавливать межпредметные связи. Различать понятия «атом», «молекула», «химический элемент». Описывать физические и химические явления. Сравнить свойства веществ. Наблюдать свойства веществ. Сравнить физические и химические явления. Сопоставлять простые и сложные вещества. Определять валентность атомов в бинарных соединениях. Уметь пользоваться Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева при определении валентности. Описывать состав простейших Соединений по их химическим формулам.

<p>9. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Расчёты по химическим формулам.</p> <p>Демонстрации.</p> <p>1. Физические и химические явления. 2. Измерение плотности Жидкостей ареометром.3. Плавление серы.4.Определение электропроводности и теплопроводности веществ. 5. Изучение свойств веществ с использованием коллекции«Шкала твёрдости». 6. Модели атомов и молекул; кристаллических решёток.</p> <p>7. Коллекция металлов и неметаллов</p> <p>.8. Получение углекислого газа различными способами.</p> <p>9. Электролизводы.</p> <p>10. Физические явления: возгонкаиода,кипячениеводы,накаливаниекварца,нагреваниенафталина.</p> <p>11. Опыты по диффузии.</p> <p>12. Коллекция простых веществ,образованныхэлементами1-3-го периодов.</p> <p>13. Коллекция веществ Количеством вещества 1 моль.</p> <p>14. Динамическое пособие: Количественные отношения в химии.</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>1. Рассмотрение веществ различными физическими свойствами(медь, железо, цинк, сера, вода, хлорид натрия и др.).</p> <p>2. Испытание твёрдости веществ с помощью образцов коллекции«Шкала твёрдости».</p> <p>3. Примеры физических явлений: сгибание стеклянной трубки, кипячение воды, плавление парафина.4. Примеры химических явлений: горение древесины, взаимодействие мрамора с соляной кислотой.</p> <p>5. Изучение образцов металлов и неметаллов (серы, железа, алюминия, графита, меди и др.).</p> <p>6. Изучение свойств веществ:</p>	<p>Составлять формулы бинарных Соединений по известной валентности атомов.</p> <p>Моделироватьстроениемолекулмета на,аммиака,водорода,хлороводорода .Пользоватьсяинформациейиз других источников для подготовки кратких сообщений.</p> <p>Готовить компьютерные презентации по теме.</p> <p>Рассчитывать относительную Молекулярную массу по формулам веществ.</p> <p>Рассчитывать массовую долю Химического элемента в соединении.</p> <p>Рассчитывать молярную массу вещества.</p> <p>Устанавливать простейшие формулы веществ по массовым долям элементов</p>
---	--

	<p>нагревание воды, нагревание оксида кремния (IV).</p> <p>Расчётные задачи.</p> <p>1. Вычисление относительной молекулярной массы веществ, массовой доли элементов по химическим формулам. Вычисление молярной массы вещества.</p> <p>2. Определение массы вещества по известному количеству вещества и определение количества вещества по известной массе.</p> <p>Тема творческой работы.</p> <p>Иллюстрирование положений атомно-молекулярного учения</p>	
<p>2. Химические реакции. Закон сохранения массы веществ и энергии</p>	<p>1. Сущность химических реакций и признаки их протекания. Тепловой эффект химической реакции.</p> <p>2. Закон сохранения массы и энергии. Уравнения химических реакций.</p> <p>3. Решение задач: расчёты по химическим уравнениям.</p> <p>4. Типы химических реакций.</p> <p>5. Обобщение знаний по темам 1, 2.</p> <p>6. Контрольная работа № 1.</p> <p>Демонстрации.</p> <p>1. Примеры химических реакций разных видов: разложение малахита, дихромата 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.</p> <p>3. Набор моделей атомов.</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>1. Признаки химических реакций: нагревание медной проволоки, взаимодействие растворов едкого натра и хлорида меди, взаимодействие растворов уксусной кислоты</p>	<p>Описывать простейшие химические реакции с помощью химических уравнений.</p> <p>Классифицировать химические реакции.</p> <p>Актуализировать знания о признаках Химических реакций.</p> <p>Составлять классификационные и сравнительные таблицы и схемы, опорные конспекты.</p> <p>Вычислять по химическим уравнениям массу или количество вещества по известной массе или количеству вещества одного из вступающих или получающихся в реакции веществ</p>

	<p>и гидрокарбоната натрия.</p> <p>2. Типы химических реакций: разложение гидроксида меди (II), взаимодействие железа с раствором хлорида меди (II), взаимодействие оксида меди (II) с раствором соляной кислоты.</p> <p>Расчётные задачи. Вычисление по химическим уравнениям массы, количества веществ: а) вступивших в реакцию; б) образовавшихся в результате реакции</p>	
3. Методы химии	<p>1. Методы, связанные с изучением веществ: наблюдение, описание, сравнение, химический эксперимент.</p> <p>2. Химический язык (термины, названия, знаки, формулы, уравнения). Понятие об индикаторах.</p> <p>Лабораторный опыт. Изменение Окраски индикаторов в различных средах</p>	<p>Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты. Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями. Учиться проводить химический эксперимент. Соблюдать технику безопасности. Использовать метод сравнения при характеристике свойств веществ</p>
4. Вещества в окружающей нас природе и технике	<p>1. Чистые вещества и смеси.</p> <p>2. Практическая работа № 2. Очистка веществ.</p> <p>3. Растворы.</p> <p>4. Практическая работа № 3. Растворимость веществ.</p> <p>5. Способы выражения концентрации растворов. Решение задач.</p> <p>6. Практическая работа № 4. Приготовление раствора заданной концентрации. Демонстрации. 1. Разделение смесей различными методами. 2. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 3. Растворение веществ с различными свойствами. 4. Условия изменения растворимости твёрдых и газообразных веществ. 5. Тепловые эффекты при растворении: растворение серной кислоты, нитрата аммония.</p> <p>Лабораторные опыты. 1. Приготовление и разложение смеси железа и серы, разделение смеси нефти и воды.</p>	<p>Устанавливать межпредметные связи. Учиться проводить химический эксперимент. Наблюдать превращения изучаемых веществ. Описывать свойства веществ и смесей в ходе демонстрационного и лабораторного экспериментов. Сравнивать чистые вещества и смеси. Уметь разделять смеси. Проводить очистку веществ отстаиванием, фильтрованием, выпариванием. Делать выводы из результатов проведённых химических опытов. Составлять классификационные схемы. Применять символично-графические Средства наглядности. Вычислять массовую долю растворённого вещества в растворе. Приготавливать растворы заданной концентрации.</p>

	<p>2. Исследование физических и химических свойств природных веществ (известняков).</p> <p>3. Сравнение проб воды: водопроводной, из городского открытого водоёма.</p> <p>Расчётные задачи.</p> <p>1. <i>Использование графиков растворимости для расчёта коэффициентов растворимости веществ.</i></p> <p>2. Вычисление концентрации растворов (массовой доли, <i>молярной концентрации</i>) по массе растворённого вещества и объёму или массе растворителя.</p> <p>3. Вычисление массы, объёма, количества растворённого вещества и растворителя по определённой концентрации раствора.</p> <p>Темы творческих работ.</p> <p>Вещества в технике. Получение веществ с заданными свойствами — основная проблема химии. Понятие о веществах как о сырье, материалах и продукции. Природоохранительное значение очистных сооружений и экологически чистых технологий</p>	<p>Пользоваться информацией из других источников для подготовки кратких сообщений.</p> <p>Готовить компьютерные презентации по теме</p>
<p>5. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение</p>	<p>1. Законы Гей-Люссака и Авогадро. Решение задач: Расчёты на основании газовых законов.</p> <p>2. Воздух— смесь газов.</p> <p>3. Кислород— химический элемент и простое вещество. Получение кислорода.</p> <p>4. Практическая работа № 5. Получение кислорода и изучение его свойств.</p> <p>5. Химические свойства и применение кислорода.</p> <p>6. Обобщение знаний по темам 4, 5.</p> <p>7. Контрольная работа № 2.</p> <p>Демонстрации.</p> <p>1. Получение кислорода.</p> <p>2. Сжигание в атмосфере кислорода серы, угля, красного фосфора, железа.</p> <p>3. Опыты, подтверждающие состав воздуха.</p> <p>4. Опыты по воспламенению и горению.</p>	<p>Использовать межпредметные связи.</p> <p>Использовать примеры решения типов задач, задачки с приведёнными в них алгоритмами решения задач.</p> <p>Обобщать и систематизировать знания об изученных веществах.</p> <p>Учиться решать исследовательским путём поставленную проблему.</p> <p>Наблюдать превращения изучаемых веществ.</p> <p>Описывать свойства веществ в ходе демонстрационного и лабораторного экспериментов.</p> <p>Учиться раскрывать причинно-следственную связь между физическими свойствами изучаемого вещества и способами его собирания.</p> <p>Применять полученные знания при проведении химического эксперимента.</p>

	<p>Расчётные задачи. 1. Определение относительной Плотности газов по значениям их молекулярных масс. 2. Определение относительных Молекулярных масс газообразных веществ по значению их относительной плотности.</p> <p>Темы творческих работ. Атмосфера—воздушная оболочка Земли. Тенденции к изменению состава воздуха в XXI в. Основные источники загрязнения атмосферы. Транспорт— один из основных источников загрязнения атмосферы. Международное соглашение о защите атмосферы</p>	<p>Устанавливать связь между свойствами вещества и его применением. Отбирать необходимую информацию из разных источников. Готовить компьютерные презентации по теме</p>
<p>6. Основные классы неорганических соединений</p>	<p>1. Оксиды и их состав, номенклатура, классификация. Понятие об амфотерности. 2. Основания— гидроксиды основных оксидов. 3. Кислоты: состав и номенклатура. 4. Соли: состав и номенклатура. 5. Химические свойства оксидов. 6. Химические свойства кислот. 7. Получение и химические свойства оснований. Амфотерные гидроксиды. 8. Химические свойства солей. Генетическая связь между классами неорганических соединений. 9. Обобщение знаний по теме 6. 10. Практическая работа № 6. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований. 11. Контрольная работа № 3. Демонстрации. 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.</p>	<p>Исследовать свойства изучаемых веществ. Наблюдать физические и химические превращения изучаемых веществ. Описывать химические реакции, наблюдаемые в ходе демонстрационного и лабораторного экспериментов. Делать выводы из результатов проведённых химических опытов. Классифицировать изучаемые вещества. Составлять формулы оксидов, кислот, оснований, солей. Характеризовать состав и свойства веществ основных классов неорганических соединений. Записывать уравнения химических реакций. Осуществлять генетическую связь между классами неорганических соединений</p>

	<p>5. Опыты, иллюстрирующие химические свойства отдельных классов неорганических соединений.</p> <p>6. Образцы простых веществ и их соединений (оксидов и гидроксидов), образованных элементами одного периода.</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>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 растворов с помощью индикатора. 4. Взаимодействие оксидов кальция и фосфора с водой, определение характера образовавшегося оксида 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(II))</p>	
Раздел II. Вещества и химические реакции в свете электронной теории (20 ч)		
7. Строение атома	<p>1. Состав и важнейшие характеристики атома.</p> <p>2. Изотопы. Химические элементы.</p> <p>3. Строение электронных оболочек атомов.</p> <p>Демонстрации.</p> <p>1. <i>Схемы Опытов Томсона, Резерфорда, Милликена.</i></p> <p>2. <i>Схемы опытов,</i></p>	<p>Использовать межпредметные связи.</p> <p>Моделировать строение атома.</p> <p>Определять понятия «химический элемент», «порядковый номер», «массовое число», «изотоп», «относительная атомная масса», «электронная оболочка», «электронный слой».</p> <p>Делать умозаключения о характере Изменения свойств химических</p>

	<p><i>подтверждающих свойства электрона как частицы и как волны.</i></p> <p>3. Модели атомов различных элементов</p>	<p>Элементов с увеличением Зарядов атомных ядер.</p> <p>Пользоваться информацией из других источников для подготовки кратких сообщений.</p> <p>Готовить компьютерные презентации по теме</p>
<p>8. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева</p>	<p>1. Свойства химических элементов и их периодические изменения.</p> <p>2. Периодический закон.</p> <p>3. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете теории строения атома.</p> <p>4. Характеристика химических элементов по положению в Периодической системе.</p> <p>5. Выполнение упражнений и решение задач.</p> <p>Демонстрации. 1. Набор слайдов, кодограмм, таблиц «Периодический закон» и «Строение атома».</p> <p>2. Демонстрация образцов щелочных металлов и галогенов.</p> <p>3. Взаимодействие щелочных металлов и галогенов с простыми и сложными веществами.</p> <p>Темы творческих работ. Значение Периодического закона для развития науки и техники. Роль Периодического закона в создании научной картины мира</p>	<p>Классифицировать изученные химические элементы и их соединения.</p> <p>Сравнивать свойства веществ, принадлежащих к разным классам; химические элементы разных групп.</p> <p>Устанавливать внутри- и межпредметные связи.</p> <p>Описывать и характеризовать Структуру таблицы «Периодическая Система химических элементов Д. И. Менделеева» (короткая форма).</p> <p>Различать периоды, группы, главные и побочные подгруппы.</p> <p>Характеризовать химические элементы по положению в Периодической системе Д. И. Менделеева.</p> <p>Структурировать материал о жизни и деятельности Д. И. Менделеева, об утверждении учения о периодичности.</p> <p>Отбирать информацию из других источников для подготовки кратких сообщений.</p> <p>Готовить компьютерные презентации по теме</p>
<p>9. Строение вещества</p>	<p>1. Химическая связь.</p> <p>2. Ковалентная связь и её виды.</p> <p>3. Ионная связь.</p> <p>4. Степень окисления.</p> <p>5. Определение степени окисления и составление формул.</p> <p>6. Кристаллическое строение вещества.</p> <p>Демонстрации.</p> <p>1. Взаимодействие натрия с хлором.</p> <p>2. Модели кристаллических решёток веществ с ионным, атомным и молекулярным строением.</p> <p>3. Воссоздание целостной структуры хлорида натрия путём наложения набора кодокарт.</p> <p>4. Возгонка иода.</p>	<p>Разграничивать понятия «химическая связь», «кристаллическая решётка».</p> <p>Обобщать понятия «ковалентная неполярная связь», «ковалентная полярная связь», «ионная связь», «ионная кристаллическая решётка», «атомная кристаллическая решётка», «молекулярная кристаллическая решётка».</p> <p>Уметь составлять схемы образования веществ с различными видами химической связи.</p> <p>Уметь характеризовать свойства вещества, зная его кристаллическую решётку.</p>

	<p>5. Испарение твёрдого углекислого газа.</p> <p>6. Набор атомов для моделирования строения веществ с ковалентной и ионной связью</p>	<p>Моделировать строение веществ с ковалентной и ионной связью.</p> <p>Определять степень окисления элементов.</p> <p>Составлять формулы веществ по степени окисления элементов</p>
<p>10. Химические реакции в свете электронной теории</p>	<p>1. Реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления.</p> <p>2. Окислительно-восстановительные реакции.</p> <p>3. Расстановка коэффициентов методом электронного баланса.</p> <p>4. Обобщение знаний по темам 7—10.</p> <p>5. Контрольная работа № 4.</p> <p>6, 7. Обсуждение проектов, выполненных обучающимися.</p> <p>8. Заключительный урок курса 8 класса.</p> <p>Демонстрация. Примеры окислительно-восстановительных реакций различных типов: горение веществ, взаимодействие Металлов с галогенами, серой, Азотом (образование нитрита лития), растворами кислот и солей.</p> <p>Тема творческой работы. Рассмотрение и анализ взаимообусловленности состава, строения, свойств вещества и его практического значения(на любом примере)</p>	<p>Обобщать понятия «окислитель», «окисление», «восстановитель», «восстановление».</p> <p>Распознавать уравнения окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>Расставлять коэффициенты методом электронного баланса.</p> <p>Устанавливать внутри-и межпредметные связи.</p> <p>Составлять классификационные схемы, сравнительные и обобщающие таблицы.</p> <p>Отбирать информацию из других источников для подготовки кратких сообщений.</p> <p>Готовить компьютерные презентации по теме</p>

Тематическое планирование

9 класс (68 ч)

Темы, раскрывающие данный раздел программы. Количество часов	Основное содержание	Характеристика основных видов деятельности обучающегося
Раздел I. Теоретические основы химии (14 ч)		
1. Химические реакции и закономерности их протекания (3 ч)	<p>1. Скорость химической реакции. Энергетика химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.</p> <p>2. Практическая работа № 1. Влияние различных факторов на скорость химической реакции.</p> <p>3. Понятие о химическом равновесии.</p> <p>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).</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>1. Опыты, выявляющие 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</p>	<p>Использовать внутри- и межпредметные связи.</p> <p>Определять понятия «тепловой эффект реакции», «термохимическое уравнение», «экзотермическая и эндотермическая реакции», «путь протекания реакции», «эффективные соударения», «энергия активации», «гомогенная система», «гетерогенная система», «скорость реакции», «химическое равновесие».</p> <p>Составлять схемы, таблицы, опорные конспекты, алгоритмы.</p> <p>Выполнять расчёты по термохимическим уравнениям реакций. Использовать алгоритмы при решении задач</p>

	<p>температуры (взаимодействие оксида меди(II) с серной кислотой различной концентрации при разных температурах).</p> <p>2. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора.</p> <p>Расчётные задачи.</p> <p>1. Расчёты по термодинамическим уравнениям.</p> <p>2. <i>Вычисление скорости химической реакции по кинетическому уравнению.</i></p> <p>3. <i>Вычисление скорости химической реакции по графику её протекания</i></p>	
<p>2. Растворы. Теория электролитической диссоциации (11 ч)</p>	<p>1. Понятие о растворах. Вещества электролиты и неэлектролиты. Механизм электролитической диссоциации веществ с ионной связью.</p> <p>2. Механизм диссоциации веществ с полярной ковалентной связью.</p> <p>3. Сильные и слабые электролиты.</p> <p>4. Реакции ионного обмена. Свойства ионов.</p> <p>5. Химические свойства кислот как электролитов.</p> <p>6. Химические свойства оснований как электролитов.</p> <p>7. Химические свойства солей как электролитов.</p> <p>8. Гидролиз солей.</p> <p>9. Обобщение знаний по теме.</p> <p>10. Практическая работа № 2. Решение экспериментальных задач по теме.</p> <p>11. Контрольная работа № 1.</p> <p>Расчётные задачи.</p> <p>Расчёты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.</p> <p>Демонстрации. 1. Испытание веществ, их растворов и расплавов на электрическую проводимость.</p> <p>2. Влияние разбавления на степень диссоциации. Сравнение электрической проводимости концентрированного и разбавленного растворов уксусной кислоты.</p> <p>3. <i>Движение ионов в электрическом поле.</i></p> <p>4. <i>Получение неводных растворов.</i></p>	<p>Проводить наблюдения за поведением веществ в растворах, а также химическими реакциями, протекающими в растворах.</p> <p>Давать определения понятий «электролит», «неэлектролит», «электролитическая диссоциация».</p> <p>Различать понятие «ион».</p> <p>Обобщать понятия «катион», «анион».</p> <p>Исследовать свойства растворов электролитов.</p> <p>Описывать свойства веществ в ходе демонстрационного и лабораторного экспериментов.</p> <p>Соблюдать правила техники безопасности.</p> <p>Характеризовать условия течения реакций в растворах электролитов до конца.</p> <p>Обобщать знания о растворах.</p> <p>Составлять классификационные схемы, сравнительные и обобщающие таблицы.</p> <p>Использовать внутри- и межпредметные связи.</p> <p>Распознавать реакции ионного обмена.</p> <p>Составлять ионные уравнения реакций.</p> <p>Составлять сокращённые ионные уравнения реакций.</p> <p>Делать расчёты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.</p> <p>Отбирать информацию из других</p>

	<p>5. Влияние растворителя на диссоциацию (в качестве растворителей — соляная кислота, диэтиловый эфир, этиловый спирт, толуол).</p> <p>6. Гидратация и дегидратация ионов (на примерах безводных солей и кристаллогидратов хлорида кобальта(II), сульфатов меди(II) и никеля(II)).</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>1. Растворение веществ в воде и в бензине.</p> <p>2. Реакции обмена между растворами электролитов.</p> <p>Экскурсия в химическую лабораторию в целях ознакомления с приемами работы с растворами.</p> <p>Тема творческой работы. Значение научной теории для понимания окружающего мира, научной и практической деятельности</p>	<p>источников для подготовки кратких сообщений. Готовить компьютерные Презентации по теме</p>
Раздел II. Элементы-неметаллы и их важнейшие соединения (23 ч)		
<p>3. Общая характеристика неметаллов (3 ч)</p>	<p>1. Элементы-неметаллы в природе и в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.</p> <p>2. Простые вещества-неметаллы, их состав, строение и способы получения.</p> <p>3. Водородные и кислородные соединения неметаллов.</p> <p>Демонстрации. 1. Образцы простых веществ-неметаллов и их соединений. 2. Коллекция простых веществ-галогенов.</p> <p>3. Растворимость в воде кислорода, азота, серы, фосфора.</p> <p>4. Электропроводность неметаллов</p>	<p>Использовать внутри- и межпредметные связи. Характеризовать химические элементы малых периодов по их положению в Периодической системе. Определять свойства веществ исходя из кристаллического строения. Обобщать знания и делать Выводы о закономерностях изменений свойств неметаллов в периодах и группах Периодической системы. Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о Периодическом законе Д.И. Менделеева.</p>
<p>4. Водород— рождающий воду и энергию</p>	<p>1. Водород— элемент и простое вещество. Получение водорода.</p> <p>2. Химические свойства и применение водорода. Вода.</p> <p>3. Практическая работа № 3. Получение водорода и изучение его свойств.</p> <p>Демонстрации. 1. Получение водорода в лаборатории. 2. Зарядка аппарата Киппа. 3. Опыты, подтверждающие</p>	<p>для подготовки кратких сообщений. Готовить компьютерные презентации по теме. Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты.</p>

	<p>Низкую плотность водорода. 4. Диффузия водорода. 5. Горение водорода. 6. Восстановление меди из её оксида в токе водорода. 7. Опыты, подтверждающие химические свойства воды</p>	<p>Соблюдать правила техники безопасности. Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями. Анализировать свойства неметаллов по подгруппам.</p>
<p>5. Галогены</p>	<p>1. Галогены— химические элементы и простые вещества. 2. Физические и химические свойства галогенов. 3. Хлороводород. Хлороводородная кислота. Хлориды. 4. Практическая работа № 4. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены». 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 иода с металлами; раствора иода с крахмалом. 7. Растворение брома и иода в воде и органических растворителях. 8. Взаимное вытеснение галогенов из растворов их солей. Лабораторные опыты. 1. Распознавание соляной кислоты и хлоридов, бромидов, иодидов. 2. Отбеливающие свойства хлора. 3. Взаимное вытеснение галогенов из растворов их солей</p>	<p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств неметаллов в периодах и группах Периодической системы. Записывать уравнения окислительно-восстановительных реакций и реакций ионного обмена. Составлять классификационные схемы, сравнительные и обобщающие таблицы, опорные конспекты. Проводить расчёты по уравнениям химических реакций, используя понятия «молярная масса», «молярный объём»</p>
<p>6. Подгруппа кислорода и её типичные представители (7 ч)</p>	<p>1. Общая характеристика неметаллов подгруппы кислорода. 2. Кислород и озон. <i>Круговорот кислорода в природе.</i> 3. Сера— представитель VIA-группы. Аллотропия серы. Свойства и применение. 4. Сероводород. Сульфиды. 5. Кислородсодержащие соединения серы(IV). 6. Кислородсодержащие соединения серы(VI).</p>	

	7. Обобщающий урок по теме 4. <i>Круговорот серы в природе. Экологические проблемы, связанные с кислород- содержащими соединениями серы</i>	
7. Подгруппа азота и её типичные представители (7 ч)	1. Общая характеристика элементов подгруппы азота. Азот — представитель VA-группы. 2. Аммиак. Соли аммония. 3. Практическая работа № 5. Получение аммиака и изучение его свойств. 4. Оксиды азота. 5. Азотная кислота и её соли. 6. Фосфор и его соединения. <i>Круговорот фосфора в природе</i>	
8. Подгруппа углерода (6 ч)	1. Общая характеристика элементов подгруппы углерода. Углерод — представитель IVA-группы. Аллотропия углерода. Адсорбция. 2. Оксиды углерода. 3. Угольная кислота и её соли. 4. Практическая работа № 6. Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств. 5. Кремний и его соединения. <i>Силикатная промышленность.</i> 6. Обобщение знаний по темам 3-6. 7. Решение задач. 8. Контрольная работа № 2. Демонстрации. 1. Получение Моноклинной и пластической серы. 2. Получение белого фосфора и его возгорание на воздухе. 3. Получение оксидов азота(II) и (IV). 4. <i>Взаимодействие азота, фосфора и углерода с металлами и водородом.</i> 5. <i>Взаимодействие брома с алюминием.</i> 6. <i>Взаимодействие серы с водородом, медью, натрием, кислородом.</i> 7. Восстановление свинца из оксидана поверхности угля. 8. <i>Получение кремния и силана. Окисление силана на воздухе.</i> 9. Получение аммиака и исследование его свойств. 10. Получение исследование свойств диоксида углерода. 11. Опыты, подтверждающие общие	

	<p>химические свойства кислот.</p> <p>12. Горение серы и угля в азотной кислоте. Воспламенение скипидара в азотной кислоте.</p> <p>13. Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой.</p> <p>14. <i>Получение кремниевой кислоты.</i></p> <p>15. <i>Получение оксида серы(IV) и окисление его в присутствии катализатора.</i></p> <p>16. Качественные реакции на анионы: сульфид-ион, сульфат-ион, карбонат-ион, хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион, нитрат-ион, фосфат-ион.</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>1. Ознакомление с образцами серы и её природных соединений.</p> <p>2. Получение аммиака и исследование его свойств.</p> <p>3. Ознакомление с химическими свойствами водного раствора аммиака.</p> <p>4. Получение углекислого газа и изучение его свойств.</p> <p>5. Качественные реакции на анионы кислот.</p> <p>6. Восстановительные свойства Водорода и углерода.</p> <p>7. Получение Угльной кислоты из оксида Углерода(IV) и изучение её свойств.</p> <p>8. <i>Гидролиз солей, образованных сильными и слабыми кислотами</i></p> <p>9. Распознавание хлоридов, сульфатов, карбонатов.</p> <p>Расчётные задачи.</p> <p>Вычисление массы или объёма продукта реакции по известной массе или объёму исходного вещества, содержащего примеси.</p> <p>Темы творческих работ.</p> <p>Химические свойства элементов и их роль в экологических процессах (на примере изученных Элементов IV, V, VI групп). Фосфор (азот, селен, бор). Распространение в природе; состав, строение, свойства и роль неметаллов в техносфере. Кремний в полупроводниковой</p>	
--	--	--

	промышленности. Солнечные батареи	
Раздел III. Металлы (14 ч)		
9. Общие свойства металлов (6 ч)	<p>1. Элементы-металлы в природе в Периодической системе. Особенности строения их атомов.</p> <p>2. Кристаллическое строение и физико-химические свойства металлов.</p> <p>3. Электрохимический ряд напряжений металлов.</p> <p>4. Металлы. <i>Коррозия металлов и меры борьбы с ней.</i></p> <p>Демонстрации. 1. Образцы металлов и их соединений, изучение их электрической проводимости.</p> <p>2. Теплопроводность металлов.</p> <p>3. Модели кристаллических решёток металлов</p>	<p>Использовать внутри- и межпредметные связи.</p> <p>Исследовать свойства изучаемых веществ.</p> <p>Наблюдать и описывать химические реакции.</p> <p>Определять свойства веществ исходя из кристаллического строения.</p> <p>Характеризовать химические элементы малых периодов по их положению в Периодической системе.</p> <p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств металлов в периодах и группах Периодической системы.</p> <p>Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о Периодическом законе</p>
10. Металлы главных и побочных подгрупп (8 ч)	<p>1. Металлы IA-группы Периодической системы и образуемые ими простые вещества.</p> <p>2. Металлы IIA-группы Периодической системы и их важнейшие соединения.</p> <p>3. Жёсткость воды. <i>Роль металлов IIA-группы в природе.</i></p> <p>4. Алюминий и его соединения.</p> <p>5. Железо — представитель металлов побочных подгрупп. Важнейшие соединения железа.</p> <p>6. Обобщение знаний по темам 7, 8.</p> <p>7. Практическая работа № 7. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения».</p> <p>8. Контрольная работа № 3.</p> <p>Демонстрации.</p> <p>1. Взаимодействие металлов с неметаллами и водой.</p> <p>2. Горение, взаимодействие с водой лития, натрия и кальция.</p> <p>3. Взаимодействие с водой оксида кальция.</p>	<p>Исследовать свойства изучаемых веществ.</p> <p>Наблюдать и описывать химические реакции.</p> <p>Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты.</p> <p>Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями.</p> <p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств металлов в периодах и группах Периодической системы.</p> <p>Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о Периодическом законе.</p> <p>Записывать уравнения окислительно-восстановительных реакций и реакций ионного обмена.</p> <p>Составлять классификационные схемы, сравнительные и обобщающие таблицы, опорные конспекты.</p> <p>Отбирать информацию из других источников для подготовки</p>

	<p>4. Качественные реакции на ионы кальция и бария.</p> <p>5. Устранение жёсткости воды.</p> <p>6. Механическая прочность оксидной плёнки алюминия.</p> <p>7. Взаимодействие алюминия с водой.</p> <p>8. Взаимодействие алюминия с бромом, кислотами, щелочами.</p> <p>Лабораторные опыты.</p> <p>1. Рассмотрение образцов металлов, их солей природных соединений.</p> <p>2. Взаимодействие металлов с растворами солей.</p> <p>3. Ознакомление с образцами сплавов (коллекция «Металлы и сплавы»).</p> <p>4. Ознакомление с образцами природных соединений кальция.</p> <p>5. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавов.</p> <p>6. Ознакомление с образцами чугуна и стали.</p> <p>7. Свойства оксидов и гидроксидов алюминия.</p> <p>8. Получение и исследование свойств гидроксидов железа(II) и железа(III).</p> <p>9. Качественные реакции на ионы железа.</p> <p>10. Взаимодействие цинка и железа с растворами кислоты и щелочей.</p> <p>Тема творческой работы. Металлы и современное общество</p>	<p>Кратких сообщений.</p> <p>Готовить компьютерные презентации по теме.</p> <p>Производить расчёты по уравнениям химических реакций, используя понятия «молярная масса», «молярный объём», «термохимические уравнения реакций», «тепловой эффект реакции»</p>
<p>Раздел IV. Общие сведения об органических соединениях (8 ч)</p>		
<p>9. Углеводороды (4 ч)</p>	<p>1. Возникновение и развитие органической химии — химии соединений углерода.</p> <p>2. Классификация и номенклатура углеводородов.</p> <p>3. Предельные углеводороды — алканы.</p> <p>4. Непредельные углеводороды — алкены.</p>	<p>Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты.</p> <p>Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями.</p> <p>Составлять структурные формулы органических веществ.</p>

10. Кислородсодержащие органические соединения (2 ч)	1. Кислородсодержащие органические соединения. Спирты. 2. Карбоновые кислоты	Определять понятия «гомолог», «гомологический ряд», «изомеры». Сравнить свойства предельных и непредельных углеводородов. Составлять классификационные
11. Биологически важные органические соединения (жиры, углеводы, белки) (2 ч)	1. Биологически важные соединения — жиры, углеводы. 2. Белки. Демонстрации. 1. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». 2. Модель молекул органических соединений. 3. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. 4. Получение ацетилена и его взаимодействие с бромной водой. 5. Воспламенение спиртов. 6. Опыты, подтверждающие химические свойства карбоновых кислот. 7. Реакция этерификации вещества. 8. Модель молекулы белка. 9. Денатурация белка	схемы, сравнительные и обобщающие таблицы, опорные конспекты. Использовать внутри- и межпредметные связи. Сравнить органические вещества с неорганическими. Объяснять причины многообразия веществ. Составлять классификационные схемы, сравнительные и обобщающие таблицы, опорные конспекты. Отбирать информацию из других источников для подготовки кратких сообщений. Готовить компьютерные презентации по теме
Раздел V. Химия и жизнь (3 ч)		
12. Человек в мире веществ (3 ч)	1. Вещества, вредные для здоровья человека и окружающей среды. 2. Полимеры. Лабораторная работа. Ознакомление с образцами полимеров и изучение их свойств	Использовать внутри- и межпредметные связи. Использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для экологически грамотного поведения в окружающей среде. Оценивать влияние химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы. Отбирать информацию из других источников для подготовки кратких сообщений. Готовить компьютерные презентации по теме