Приложение №1 к ООП ООО ФГОС

Муниципальное общеобразовательное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа №1»

Принято Протокол педагогического совета №1 от «28» августа 2018 года	Утверждаю Приказ директора школы №191 от «28» августа 2018 года

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ОСНОВНОГО ОБЩЕГО ОБРАЗОВАНИЯ ПО ХИМИИ

8-9 класс

(68 часов, 2 часа в неделю)

Разработала:
Артемова Оксана Владимировна,
учитель биологии и химии высшей категории.

Приозерск
2018

1. Планируемые результаты обучения

Требования к результатам освоения основных образовательных программ структурируются по ключевым задачам общего образования, отражающим индивидуальные, общественные и государственные потребности, и включают личностные, метапредметные и предметные результаты.

Личностные результаты обучения в основной школе включают готовность и способность обучающихся к саморазвитию и личностному самоопределению, сформированность их мотивации к обучению и целенаправленной познавательной деятельности, системы значимых социальных и межличностных отношений, ценностносмысловых установок, отражающих личностные и гражданские позиции в деятельности, социальные компетенции, правосознание, способность ставить цели и строить жизненные планы.

Основные **личностные результаты** обучения химии:

1) формирование ответственного отношения к учению, готовности и способности обучающихся к саморазвитию и самообразованию на основе мотивации к обучению и познанию, осознанному выбору и построению дальнейшей индивидуальной траектории образования на базе ориентировки в мире профессий и профессиональных предпочтений, с учётом устойчивых познавательных интересов, а также на основе формирования уважительного отношения к труду, развития опыта участия в социально значимом труде;
2) формирование целостного мировоззрения, соответствующего современному уровню развития науки и общественной практики, учитывающего социальное, культурное, языковое, духовное многообразие современного мира;
3) формирование коммуникативной компетентности в общении исотрудничестве со сверстниками, детьми старшего и младшего возраста, взрослыми в процессе образовательной, общественно полезной, учебно-исследовательской, творческой и других видов деятельности;
4) формирование ценности здорового и безопасного образа жизни; усвоение правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в чрезвычайных ситуациях, угрожающих жизни и здоровью людей;
5) формирование основ экологической культуры, соответствующей современному уровню экологического мышления, развитие опыта экологически ориентированной рефлексивно-оценочной и практической деятельности в жизненных ситуациях.

Метапредметные результаты обучения в основной школе состоят из освоенных обучающимися межпредметных понятий и универсальных учебных действий (регулятивные, познавательные, коммуникативные), способности их использования в учебной, познавательной и социальной практике, самостоятельности планирования и осуществления учебной деятельности и организации учебного сотрудничества с педагогами и сверстниками, к проектированию и построению индивидуальной образовательной траектории.

Основные метапредметные результаты обучения химии:

1) умение самостоятельно определять цели своего обучения, ставить и формулировать для себя новые задачи в учёбе и познавательной деятельности, развивать мотивы и интересы своей познавательной деятельности;
2) умение самостоятельно планировать пути достижения целей, в том числе альтернативные, осознанно выбирать наиболее эффективные способы решения учебных и познавательных задач;
3) умение соотносить свои действия с планируемыми результатами, осуществлять контроль своей деятельности в процессе достижения результата, определять способы действий в рамках предложенных условий и требований, корректировать свои действия в соответствии с изменяющейся ситуацией;

4) умение оценивать правильность выполнения учебной задачи,собственные возможности её решения;

5) владение основами самоконтроля, самооценки, принятия решений и осуществления осознанного выбора в учебной и познавательной деятельности;

6) умение определять понятия, создавать обобщения, устанавливать аналогии, классифицировать, самостоятельно выбирать основания и критерии для классификации, устанавливать причинно-следственные связи, строить логическое рассуждение, умозаключение (индуктивное, дедуктивное и по аналогии) и делать выводы;

7) умение создавать, применять и преобразовывать знаки и символы, модели и схемы для решения учебных и познавательных задач;

8) умение организовывать учебное сотрудничество и совместную деятельность с учителем и сверстниками; работать индивидуально и в группе: находить общее решение и разрешать конфликты на основе согласования позиций и учёта интересов; формулировать, аргументировать и отстаивать своё мнение;

9) умение осознанно использовать речевые средства в соответствии с задачей коммуникации для выражения своих чувств, мыслей и потребностей; планирования и регуляции своей деятельности; владение устной и письменной речью, монологической контекстной речью;

10) формирование и развитие компетентности в области использования информационно-коммуникационных технологий;

11) формирование и развитие экологического мышления, умение применять его в познавательной, коммуникативной, социальной практике и профессиональной ориентации.

Предметными результатами освоения выпускниками основной школы программы по химии являются:

1) формирование первоначальных систематизированных представлений о веществах, их превращениях и практическом применении; овладение понятийным аппаратом и символическим языком химии;

2) осознание объективной значимости основ химической науки как области современного естествознания, химических превращений неорганических и органических веществ как основы многих явлений живой и неживой природы; углубление представлений о материальном единстве мира;

3) овладение основами химической грамотности: способностью анализировать и объективно оценивать жизненные ситуации, связанные с химией, навыками безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; умением анализировать и планировать экологически безопасное поведение в целях сохранения здоровья и окружающей среды;

4) формирование умений устанавливать связи между реально наблюдаемыми химическими явлениями и процессами, происходящими в микромире, объяснять причины многообразия веществ, зависимость их свойств от состава и строения, а также зависимость применения веществ от их свойств;

5) приобретение опыта использования различных методов изучения веществ: наблюдения за их превращениями при проведении несложных химических экспериментов с использованием лабораторного оборудования и приборов;

6) формирование представлений о значении химической науки в решении современных экологических проблем, в том числе в предотвращении техногенных и экологических катастроф.

СОДЕРЖАНИЕ КУРСА ХИМИИ 8–9 КЛАССОВ

8 КЛАСС

Тема 1. Введение в химию 16 часов

Предмет химии. Химия и другие естественные науки. Научное наблюдение как один из методов химии. Химический эксперимент — основной метод изучения свойств веществ.

Химическая лаборатория. Оборудование химической лаборатории. Правила безопасного поведения в химической лаборатории. Ознакомление с простейшими манипуляциями с лабораторным оборудованием: штативом, нагревательным прибором.

Чистые вещества. Смеси веществ. Гетерогенные и гомогенные смеси. Приёмы разделения смесей.

Физические и химические явления. Признаки химических реакций: изменение окраски, образование газа, выделение света и тепла, появление запаха, выпадение осадка, растворение осадка.

Химический элемент. Знаки химических элементов.

Состав веществ. Качественный и количественный состав. Химическая формула. Индекс. Чтение химических формул.

Простые вещества. Сложные вещества. Бинарные соединения. Номенклатура бинарных соединений. Составление названий бинарных соединений по известной формуле вещества.

Эталон. Относительность изменений. Масса, относительная атомная масса и относительная молекулярная масса. Массовая доля химического элемента в сложном веществе.

Валентность. Определение валентности по формуле вещества. Уточнение правил составления названий бинарных соединений.

Составление формул бинарных соединений по их названиям.

Закон постоянства состава веществ. Границы применимости закона. Химические уравнения. Коэффициенты.

Атомно-молекулярное учение. Зарождение и возрождение атомистики. Роль М.В. Ломоносова в разработке атомно-молекулярного учения.

Демонстрации

Чистые вещества и смеси.

Сохранение свойств веществ в смесях.

Разделение гетерогенных смесей фильтрованием.

Разделение гомогенных смесей перегонкой.

Физические явления и химические явления.

Признаки химических реакций.

Опыты, иллюстрирующие закон сохранения массы веществ при химических реакциях.

Лабораторные опыты

Описание внешнего вида веществ и составление их формул по известному составу.

Описание внешнего вида простых и сложных веществ.

Составление моделей молекул бинарных соединений.

Прокаливание медной проволоки в пламени спиртовки.

Практические занятия

Ознакомление с простейшими манипуляциями с лабораторным оборудованием: штативом, нагревательным прибором.

Разделение гетерогенной смеси.

Признаки химических реакций.

Расчётные задачи

Массовая доля химического элемента в сложном веществе.

Тема 2. Важнейшие классы неорганических веществ 21 час

Классификация. Основания классификации. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Металлы и неметаллы. Первоначальное представление об аллотропии на примере простых веществ, образованных кислородом и углеродом.

Химический элемент кислород. Кислород в природе. Простое вещество кислород: химическая формула, относительная молекулярная масса. Физические свойства кислорода. Взаимодействие кислорода с металлами (на примере кальция, магния, меди), с неметаллами (на примере серы, углерода, фосфора сложными веществами (на примере метана). Горение. Первоначальное представление о реакциях окисления. Кислород как окислитель.

Оксиды. Оксиды как бинарные соединения. Физические свойства оксидов.

Химический элемент водород. Водород в природе. Простое вещество водород: химическая формула, относительная молекулярная масса. Получение водорода в лаборатории. Принципы действия аппарата Киппа и прибора Д.М. Кирюшкина. Собирание водорода методом вытеснения воды.

Меры безопасности при работе с водородом. Взаимодействие водорода с кислородом, серой, хлором, азотом, натрием, кальцием, оксидом железа(III), оксидом меди(II). Первоначальные представления о восстановлении. Водород как восстановитель.

Вода. Состав воды. Физические свойства воды. Растворимость веществ. Таблица растворимости. Массовая доля растворённого вещества в растворе. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Получение чистой воды.

Взаимодействие воды с металлами. Первоначальное представление о ряде активности металлов.

Взаимодействие воды с оксидами металлов. Индикаторы. Окраска метилоранжа, лакмуса и фенолфталеина в нейтральной и щелочной среде. Первоначальное представление об основаниях. Прогнозирование возможности взаимодействия воды с оксидами металлов с помощью таблицы растворимости.

Гидроксиды. Гидроксиды металлов и неметаллов. Взаимодействие воды с оксидами углерода, фосфора(V), серы(VI). Изменение окраски метилоранжа, лакмуса, фенолфталеина в кислой среде.

Номенклатура гидроксидов металлов и неметаллов.

Кислоты. Гидроксиды неметаллов как представители кислородсодержащих кислот. Бескислородные кислоты. Состав кислот. Кислотный остаток. Номенклатура кислотных остатков. Основность кислот и валентность кислотного остатка.

Общие свойства кислот: изменение окраски индикаторов, взаимодействие с металлами, оксидами металлов, гидроксидами металлов.

Особые свойства концентрированной серной кислоты: растворение в воде; взаимодействие с медью, обугливание органических веществ.

Особые свойства концентрированной азотной кислоты и её раствора: взаимодействие с медью.

Классификации оснований: однокислотые и двухкислотные, нерастворимые и растворимые (щёлочи). Общие свойства оснований: взаимодействие с кислотами. Реакция нейтрализации. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами. Разложение нерастворимых оснований при нагревании.

Амфотерность. Свойства амфотерных гидроксидов на примерах гидроксида цинка и гидроксида алюминия (без записи уравнений химических реакций).

Соли. Номенклатура солей.

Генетический ряд. Генетический ряд типичного металла на примерах кальция и свинца. Получение соединений типичных металлов.

Генетический ряд типичного неметалла на примерах углерода и кремния. Возможности получения соединений неметаллов из веществ других классов.

Генетический ряд металла, образующего амфотерный гидроксид.

Демонстрации

Вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Металлы.

Неметаллы.

Графит как пример простого вещества, имеющего название, которое отличается от названия химического элемента.

Получение кислорода из перманганата калия и собирание методом вытеснения воды.

Горение в кислороде магния, серы, фосфора.

Работа аппарата Киппа.

Наполнение мыльных пузырей смесью водорода с воздухом и их поджигание.

Проверка водорода на чистоту.

Горение водорода на воздухе и в кислороде.

Взаимодействие водорода с серой.

Горение водорода в хлоре.

Восстановление водородом оксида меди(II).

Неустойчивость пересыщенного раствора тиосульфата натрия.

Автоматический дистиллятор.

Отношение воды к натрию, магнию, меди.

Отношение воды к оксидам бария и железа.

Испытание растворов щелочей метилоранжем, лакмусом, фенолфталеином.

Взаимодействие оксидов углерода(IV) и фосфора(V) с водой и испытание полученных растворов метилоранжем, лакмусом, фенолфталеином. Отсутствие химической реакции воды с оксидом кремния.

Серная, азотная, фосфорная кислоты как представители кислородсодержащих кислот.

Соляная кислота как представитель бескислородных кислот.

Образцы солей.

Отношение металлов к раствору соляной кислоты.

Взаимодействие оксида меди(II) с раствором серной кислоты.

Взаимодействие гидроксида меди(II) с раствором соляной кислоты.

Взаимодействие концентрированной серной кислоты с куриным белком (сахаром).

Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью. Ксантопротеиновая реакция.

Взаимодействие твёрдого гидроксида натрия с оксидом углерода(IV).

Лабораторные опыты

Ознакомление с образцами металлов и неметаллов.

Получение кислорода из пероксида водорода.

Описание внешнего вида природных оксидов и составление их формул.

Получение водорода в приборе Д.М. Кирюшкина. Собирание водорода методом вытеснения воздуха. Проверка водорода на чистоту.

Изучение растворимости медного купороса при разных температурах.

Взаимодействие оксида кальция с водой.

Изменение окраски индикаторов в растворах кислот и щелочей. Сравнение окраски индикаторов в соляной и серной кислотах.

Описание внешнего вида и растворимости разных солей.

Реакция нейтрализации.

Разложение гидроксида меди(II) при нагревании.

Амфотерность.

Получение соединений магния.

Получение соединений углерода.

Практические занятия Химические свойства кислорода.

Химические свойства водорода. Химические свойства кислот.

Тема 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома 12 часов

Атом — сложная частица. Опыты А.А. Беккереля. Планетарная модель атома Э. Резерфорда. Основные частицы атомного ядра: протоны и нейтроны. Изотопы и изотопия. Уточнение понятия «химический элемент».

Электронейтральность атома. Первоначальное представление об электронном слое. Ёмкость электронного слоя. Понятие о внешнем электронном слое. Устойчивость внешнего электронного слоя. Изменение числа электронов на внешнем электронном слое с увеличением заряда ядра атомов элементов I–III периодов.

Классификация химических элементов. Основания классификации. Периодическая система как естественно-научная классификация химических элементов на основе зарядов их атомных ядер. Периодическая система и периодические таблицы.

Период. Физический смысл номера периода. Большие и малые периоды. Периоды в разных формах периодической таблицы.

Группы в короткой и длинной форме периодической таблицы. Главные и побочные подгруппы. А- и В-группы. Физический смысл номера группы для элементов главных подгрупп (А-групп).

Физический смысл порядкового номера химического элемента. Изменение свойств химических элементов в периодах и группах. Периодическое изменение числа электронов на внешнем электронном слое и периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений. Современная формулировка периодического закона.

Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе.

Основные вехи в жизни Д. И. Менделеева. Классификация химических элементов и открытие периодического закона. Научный подвиг Д.И. Менделеева.

Практические занятия

Изменение свойств гидроксидов с увеличением зарядов атомных ядер химических элементов.

Тема 4. Количественные отношения в химии 8 часов

Единица количества вещества. Число Авогадро. Физический смысл коэффициентов в уравнениях химических реакций. Чтение уравнений химических реакций.

Масса одного моля вещества. Молярная масса.

Молярный объём газов. Закон Авогадро. Объёмные отношения газов при химических реакциях.

Демонстрации

Образцы твёрдых и жидких веществ количеством 1 моль. *Расчётные задачи*

Расчёт количества вещества по известному числу частиц. Расчёт количества вещества по уравнению химической реакции.

Расчёт молярной массы вещества по его формуле. Расчёты массы вещества по известному его количеству и обратные расчёты.

Расчёты по химическим уравнениям массы одного из участников химической реакции по известной массе другого участника.

Расчёт плотности газа по его молярной массе и молярному объёму.

Расчёты по химическим уравнениям массы одного из участников химической реакции по известному объёму другого участника, находящегося в газообразном состоянии.

Расчёты по химическим уравнениям с использованием объёмных отношений газов.

9 КЛАСС

Тема 1. Строение вещества 5 часов

Химическая связь. Образование молекул водорода, азота. Ковалентная связь. Электронные и графические формулы. Уточнение понятия «валентность». Валентные возможности атома.

Относительная электроотрицательность атомов. Ряд электроотрицательности. Полярность связи. Частичный заряд. Ковалентная неполярная и ковалентная полярная связь.

Ионы. Ионная связь. Границы применимости понятия «валентность».

Степень окисления. Максимальная и минимальная степени окисления. Определение степени окисления по электронной формуле вещества. Определение степени окисления по молекулярной формуле бинарного соединения.

Валентность, заряд иона и степень окисления.

Кристаллы. Типы кристаллических решёток: атомная, ионная, молекулярная. Зависимость физических свойств веществ от типа кристаллической решётки.

Демонстрации

Модели кристаллических решёток воды, хлорида натрия, алмаза, графита.

Лабораторные опыты

Составление моделей молекул.

Описание физических свойств веществ с разным типом кристаллической решётки.

Тема 2. Многообразие химических реакций 11 часов

Окисление, восстановление, окислитель, восстановитель с точки зрения изменения степеней окисления атомов. Окислительно-восстановительные реакции.

Молярная концентрация. Скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от условий её проведения: нагревание, увеличение концентрации исходных веществ (для гомогенных реакций) или поверхности соприкосновения (для гетерогенных реакций), использование катализатора.

Прямая и обратная химические реакции. Обратимые химические реакции. Изменение скорости химической реакции во времени. Химическое равновесие.

Электропроводность растворов. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Уравнения электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена. Молекулярные и ионные уравнения химических реакций.

Химические свойства кислот и оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации. Определение кислот и щелочей как электролитов. Общие свойства кислот. Общие свойства оснований. Взаимодействие растворов солей с растворами кислот и щелочей. Взаимодействие растворов солей друг с другом.

Первоначальное представление о качественных реакциях на катионы и анионы.

Основания классификации химических реакций. Химические реакции соединения, разложения, замещения, обмена, экзотермические, эндотермические, окислительно-восстановительные, каталитические, обратимые и необратимые.

Демонстрации

Горение меди в хлоре.

Горение водорода в хлоре.

Изменение скорости химической реакции при нагревании веществ. Смещение химического равновесия в системе «$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$».

Изучение электропроводности веществ и растворов.

Взаимодействие растворов: а) гидроксида натрия и азотной кислоты; б) серной кислоты и гидроксида калия; в) карбоната натрия и соляной кислоты; г) сульфата меди(II) и гидроксида калия.

Растворение гидроксида железа(III) в растворе серной кислоты.

Эндотермические реакции. Экзотермические реакции.

Лабораторные опыты

Окисление меди кислородом воздуха.

Восстановление оксида меди(II) водородом.

Влияние концентрации на скорость химической реакции.

Влияние поверхности соприкосновения на скорость химической реакции.

Влияние катализатора на скорость химической реакции.

Изучение возможности взаимодействия пар растворов: а) гидроксида натрия и азотной кислоты; б) хлорида железа(III) и азотной кислоты; в) гидроксида натрия и хлорида железа(III).

Общие свойства кислот.

Общие свойства щелочей.

Свойства растворов солей.

Химические реакции разных типов.

Практические занятия

Условия течения реакций в растворах электролитов до конца.

Тема 3. Многообразие веществ. Неметаллы и их соединения 26 часов

Положение неметаллов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов неметаллов. Простые вещества – неметаллы как окислители и восстановители. Расширение представлений об аллотропии на примерах простых веществ фосфора и серы.

Положение галогенов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение атомов и молекул. Взаимодействие хлора с водородом, фосфором, натрием, железом, медью, метаном. Получение хлора электролизом раствора хлорида натрия; взаимодействием кристаллического перманганата калия с концентрированным раствором соляной кислоты.

Хлороводород. Растворение хлороводорода в воде, окисление хлороводорода в присутствии хлорида меди(II), взаимодействие с ацетиленом. Соляная кислота как сильный электролит: взаимодействие с металлами, оксидами и гидроксидами металлов, с солями. Хлориды в природе. Получение хлороводорода и соляной кислоты в промышленности (синтез) и в лаборатории из кристаллического хлорида натрия и концентрированной серной кислоты.

Физические свойства фтора, брома и иода. Сравнение простых веществ как окислителей. Общие свойства галогеноводородов как электролитов. Галогениды в природе. Биологическое действие галогенов.

Положение кислорода и серы в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов. Аллотропия кислорода и серы. Сравнение химических свойств кислорода и серы на примерах взаимодействия с водородом, алюминием, железом. Восстановительные свойства серы. Получение серы.

Сероводород. Восстановительные и окислительные свойства сероводорода. Сероводородная кислота. Сульфиды в природе. Биологическое действие сероводорода. Качественная реакция на сульфидион.

Получение сероводорода в промышленности и в лаборатории.

Оксид серы(IV). Получение оксида серы(IV) из серы, сероводорода, природных сульфидов. Окислительно-восстановительные свойства оксида серы(IV): взаимодействие с кислородом, оксидом углерода(II). Взаимодействие оксида сера(IV) с водой, растворами щелочей. Сульфиты и гидросульфиты. Оксид серы(VI): взаимодействие с водой. Окислительные свойства: реакция с фосфором, иодом калия. Получение оксида серы(VI).

Физические свойства серной кислоты. Растворение серной кислоты в воде. Свойства серной кислоты как электролита. Особенности свойств концентрированной серной

кислоты. Сульфаты и гидросульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион. Первая помощь при ожогах серной кислотой. Схема получения серной кислоты в промышленности.

Сравнение свойств неметаллов VI–VII групп и их соединений.

Азот как химический элемент и как простое вещество: строение атома и молекулы азота. Физические свойства азота. Азот как окислитель (реакции с литием и водородом) и восстановитель (реакция с кислородом). Аллотропия фосфора: красный и белый фосфор. Сравнение химической активности аллотропных модификаций фосфора. Окислительные свойства фосфора (реакция с калием), восстановительные свойства фосфора (реакции с кислородом и хлором). Получение азота и фосфора.

Аммиак: строение молекулы, физические свойства. Растворение аммиака в воде. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи в ионе аммония. Аммиачная вода. Химические свойства аммиака: взаимодействие с кислотами, горение, каталитическое окисление. Соли аммония. Качественная реакция на ион аммония.

Оксид азота(I). Восстановительные свойства (реакция с раствором перманганата калия в кислой среде); восстановительные свойства (реакции с водородом, углём). Оксид азота(I) как несолеобразующий оксид. Оксид азота(II): окисление кислородом воздуха, термическое разложение. Оксид азота(IV): взаимодействие с водой, горение угля в атмосфере оксида азота(IV). Сравнительная характеристика оксидов азота. Оксиды азота как одна из причин возникновения кислотных дождей.

Азотная кислота. Физические свойства азотной кислоты. Особые химические свойства азотной кислоты — взаимодействие с металлами. Сравнение реакций железа с растворами серной и азотной кислот. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой и с раствором азотной кислоты. Нитраты. Разложение нитратов при нагревании. Применение азотной кислоты и нитратов.

Важнейшие соединения фосфора. Оксид фосфора(V): получение, взаимодействие с водой. Ортофосфорная кислота: физические свойства, диссоциация, свойства раствора фосфорной кислоты как электролита. Три ряда фосфатов. Применение солей фосфорной кислоты. Эвтрофикация водоёмов.

Углерод. Простые вещества немолекулярного строения, образованные углеродом: алмаз и графит, их строение и физические свойства. Адсорбция. Химические свойства простых веществ, образованных углеродом: горение, взаимодействие с металлами (кальцием и алюминием), водой, оксидом железа(III).

Водородные соединения углерода. Метан: физические свойства, горение, пиролиз. Этен: полимеризация. Этин: горение, присоединение водорода, реакция Н.Д. Зелинского. Бензол: химическая формула, области применения.

Оксид углерода(II): получение, горение, взаимодействие с водой, восстановление железа из оксида железа(III). Оксид углерода(IV): реакция с магнием, углеродом, твёрдым гидроксидом натрия. Биологическое действие оксидов углерода.

Нестойкость угольной кислоты. Карбонаты: разложение нерастворимых карбонатов при нагревании, взаимодействие с растворами сильных кислот; превращение в гидрокарбонаты. Гидрокарбонаты: разложение при нагревании, взаимодействие с растворами щелочей. Карбонаты в природе. Применение карбонатов.

Кремний. Аллотропия кремния. Взаимодействие кремния с кислородом и углеродом. Карборунд. Оксид кремния: взаимодействие со щелочами, карбонатом натрия и углём. Разложение кремниевой кислоты. Природные силикаты. Стекло, фарфор, фаянс, керамика, цемент как искусственные силикаты.

Сравнение свойств неметаллов IV–V групп и их соединений.

Демонстрации

Физические свойства неметаллов (сера, иод, бром, кислород).

Модели кристаллических решёток алмаза и графита.
Получение хлора и его физические свойства.
Горение в хлоре водорода, фосфора, натрия, железа, меди.
Получение хлороводорода из кристаллического хлорида натрия и концентрированной серной кислоты.
«Хлороводородный фонтан».
Образцы природных хлоридов.
Физические свойства брома и иода.
Взаимодействие брома и иода с алюминием.
Получение пластической серы.
Горение водорода в парах серы.
Взаимодействие серы с железом.
Горение серы в кислороде.
Получение сероводорода.
Горение сероводорода.
Окисление сероводорода хлоридом железа(III).
Растворение оксида серы(IV) в воде и испытание раствора индикатором.
Растворение серной кислоты в воде.
Обугливание концентрированной серной кислотой органических веществ.
Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью.
Горение фосфора в кислороде.
Горение фосфора в хлоре.
Получение аммиака.
«Аммиачный фонтан».
Возгонка хлорида аммония.
Получение оксида азота(II) и его окисление на воздухе.
Получение оксида азота(IV) и горение угля в нём.
Сравнение химических реакций железа с растворами серной и азотной кислот.
Взаимодействие меди с раствором и с концентрированной азотной кислотой.
Разложение нитрата калия при нагревании.
Горение угля и серы в селитре.
Кристаллические решётки алмаза и графита.
Адсорбция углём газов; горение угля в кислороде.
Модели молекул метана, этена, этина.
Горение метана.
Горение оксида углерода(II).
Горение магния в углекислом газе.
Взаимодействие твёрдого гидроксида натрия с углекислым газом.
Кристаллические решётки кремния и оксида кремния. Выщелачивание стекла.

Лабораторные опыты

Изучение свойств соляной кислоты как электролита.
Качественная реакция на хлорид-ион.
Взаимодействие бромида натрия с хлорной водой; иодида натрия с бромной водой.
Рассмотрение образцов природных галогенидов.
Качественная реакция на сульфид-ион.
Рассмотрение образцов природных сульфидов.
Изучение свойств раствора серной кислоты.
Качественная реакция на сульфат-ион.
Рассмотрение образцов природных сульфатов.
Изменение окраски индикаторов в растворе фосфорной кислоты.
Качественная реакция на фосфат-ион.

Описание физических свойств образцов природных фосфатов.

Адсорбция углём растворённых веществ.

Взаимодействие оксида углерода(IV) с раствором гидроксида кальция с образованием карбоната и гидрокарбоната кальция.

Разложение гидрокарбонатов при нагревании.

Качественная реакция на карбонаты.

Описание физических свойств образцов природных карбонатов. Ознакомление с образцами природных и искусственных силикатов.

Практические занятия

Решение экспериментальных задач «Неметаллы VI–VII групп и их соединения».

Получение аммиака и изучение его свойств.

Карбонаты.

Решение экспериментальных задач «Неметаллы IV–V групп и их соединения».

Тема 4. Многообразие веществ. Металлы и их соединения 15 часов

Первоначальные представления о металлической связи и металлической кристаллической решётке. Общие свойства металлов: ковкость, плотность, твёрдость, электро- и теплопроводность, цвет, «металлический» блеск.

Металлы как восстановители: реакции с кислородом, растворами кислот, солями. Ряд активности металлов.

Щелочные металлы. Положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение атомов. Химические свойства: взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, водой, раствором сульфата меди(III). Гидроксиды щелочных металлов: физические свойства, диссоциация. Соли щелочных металлов.

Кальций. Положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение атома. Физические свойства кальция. Химические свойства кальция: горение, взаимодействие с водой. Оксид кальция: физические свойства, получение, взаимодействие с водой. Гидроксид кальция. Соли кальция.

Жёсткость воды. Состав природных вод. Свойства жёсткой воды. Временная (карбонатная), постоянная (некарбонатная) и общая жёсткость воды. Способы устранения жёсткости воды.

Алюминий. Положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Физические свойства алюминия. Взаимодействие алюминия с кислородом, водой, оксидами металлов, солями, растворами кислот и щелочей.

Оксид алюминия: физические свойства, амфотерность. Гидроксид алюминия: физические свойства, амфотерность. Соли алюминия.

Железо. Положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Особенности строения атома железа. Физические свойства железа. Реакции железа с кислородом, хлором, серой, растворами кислот-неокислителей, солей.

Соединения железа(II). Оксид железа(II): получение; физические свойства; реакция с растворами кислот. Гидроксид железа(II): получение; физические свойства; взаимодействие с растворами кислот, с кислородом. Соли железа(II): получение; восстановительные свойства.

Соединения железа(III). Оксид железа(III): получение; физические свойства; реакции с оксидом углерода(II), растворами кислот. Гидроксид железа(III): получение; физические свойства; разложение при нагревании; взаимодействие с кислотами.

Качественные реакции на ион железа(II) (с красной кровяной солью) и на ион железа(III) (с жёлтой кровяной солью и роданид-ионом).

Сплавы. Сплавы железа: чугун и сталь. Сплавы меди: бронза, латунь, мельхиор. Дюралюминий. Сплавы золота, серебра, платины.

Области применения сплавов.

Демонстрации

Горение железа.

Взаимодействие цинка с раствором соляной кислоты.

Вытеснение меди железом из раствора сульфата меди(II).

Горение натрия.

Взаимодействие натрия с серой, водой, концентрированным раствором соляной кислоты, раствором сульфата меди(II).

Взаимодействие кальция с водой.

Гашение негашёной извести.

Свойства жёсткой воды.

«Алюминиевая борода».

Взаимодействие алюминия с водой.

Алюмотермия.

Механическая прочность оксидной плёнки алюминия.

Горение железа в хлоре.

Взаимодействие железа с серой.

Пассивирование железа концентрированной азотной кислотой.

Лабораторные опыты

Описание физических свойств образцов металлов.

Ряд активности металлов.

Рассмотрение образцов природных соединений щелочных металлов.

Рассмотрение образцов природных соединений щелочных металлов.

Амфотерность гидроксида алюминия.

Взаимодействие железа с раствором сульфата меди(II).

Получение сульфата железа(II).

Получение гидроксида железа(II).

Получение гидроксида железа(III).

Взаимодействие гидроксида железа(III) с раствором соляной кислоты.

Качественная реакция на ионы железа(II).

Качественные реакции на ионы железа(III).

Ознакомление с физическими свойствами металлов и их сплавов.

Практические занятия

Общие химические свойства металлов.

Решение экспериментальных задач «Металлы и их соединения».

Тематическое планирование учебного материала

8 класс 68 часов, из них 9 часов – резервное время

№ темы	Название темы	Кол-во часов	Практические работы	Контрольные работы
	Тема 1. Введение в химию	16 ч	3	Контрольная работа № 1
1	**Тема 2. Важнейшие классы неорганических веществ**	21 ч	3	Контрольная работа № 2
2	**Тема 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома**	12 ч	1	Контрольная работа № 3
3	**Тема 4. Количественные отношения в химии**	8 ч	-	Контрольная работа № 4
4	**Тема 5. Заключение**	2 ч	-	
	Итого	**59**	**7**	**4**

Тематическое планирование учебного материала

9 класс 68 часов, из них 9 часов – резервное время

№ темы	Название темы	Кол-во часов	Практические работы	Контрольные работы
	Тема 1. Строение вещества	5 ч	-	
1	**Тема 2. Многообразие химических реакций**	11 ч	1	Контрольная работа № 1
2	**Тема 3. Неметаллы и их соединения**	26 ч	4	Контрольная работа № 2 и №3
3	**Тема 4. Многообразие веществ. Металлы и их соединения.**	15 ч	2	Контрольная работа № 4
4	**Тема 5. Заключение**	1 ч	-	
	Итого	**58**	**7**	**4**