

Приложение
к основной общеобразовательной программе основного общего образования,
утвержденной приказом №187-од от 01.09.2017 г.

Муниципальное общеобразовательное бюджетное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа «Кудровский центр образования №1»
(МОБУ «СОШ «Кудровский ЦО №1»)

Рабочая программа по предмету
Химия

уровень основного общего образования
срок реализации 3 года

Составила:
Кереселидзе Эльвира Евгеньевна,
учитель химии

2020 г

ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОСВОЕНИЯ ПРОГРАММЫ ПО ХИМИИ

При изучении химии в основной школе обеспечивается достижение личностных, метапредметных и предметных результатов.

Личностные:

1. В ценностно-ориентационной сфере:

- воспитание чувства гордости за российскую химическую науку, гуманизма, позитивного отношения к труду, целеустремленности;
- формирование ценности здорового и безопасного образа жизни; усвоение правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в чрезвычайных ситуациях, угрожающих жизни и здоровью людей;
- формирование экологического мышления: умения оценивать свою деятельность и поступки других людей с точки зрения сохранения окружающей среды - гаранта жизни и благополучия людей на Земле.

2. В трудовой сфере:

- воспитание готовности к осознанному выбору дальнейшей образовательной траектории.

3. В познавательной (когнитивной, интеллектуальной) сфере:

- формирование умения управлять своей познавательной деятельностью;

развитие собственного целостного мировоззрения, потребности и готовности к самообразованию, в том числе и в рамках самостоятельной деятельности вне школы;

- формирование основ экологической культуры, соответствующей современному уровню экологического мышления, развитие опыта экологически ориентированной рефлексивно-оценочной и практической деятельности в жизненных ситуациях.

Метапредметные:

- использование умений и навыков различных видов познавательной деятельности, применение основных методов познания (системно-информационный анализ, моделирование) для изучения различных сторон окружающей действительности;
- использование основных интеллектуальных операций: формулирование гипотез, анализ и синтез, сравнение, обобщение, систематизация, выявление причинноследственных связей, поиск аналогов;
- умение генерировать идеи и определять средства, необходимые для их реализации;
- умение определять цели и задачи деятельности, выбирать средства реализации цели и применять их на практике;
- использование различных источников для получения химической информации.

Предметные:

1. В познавательной сфере:

- знание определений изученных понятий: умение описывать демонстрационные и самостоятельно проведенные химические эксперименты, используя для этого родной язык и язык химии;
- умение различать изученные классы неорганических соединений, простые и сложные вещества, химические реакции, описывать их;
- умение классифицировать изученные объекты и явления;
- способность делать выводы и умозаключения из наблюдений, изученных химических закономерностей, прогнозировать свойства неизученных веществ по аналогии со свойствами изученных;
- умение структурировать изученный материал и химическую информацию, полученную из других источников;
- умение моделировать строение атомов элементов 1-3 периодов, строение простых молекул;

2. В ценностно-ориентационной сфере:

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

3. В трудовой сфере:

- формирование навыков проводить химический эксперимент;

4. В сфере безопасности жизнедеятельности:

- умение различать опасные и безопасные вещества;
- умение оказывать первую помощь при отравлениях, ожогах и других травмах, связанных с веществами и лабораторным оборудованием.

СОДЕРЖАНИЕ КУРСА ХИМИИ 8–9 КЛАССОВ

8 КЛАСС, 68 ч (2 ч в неделю)

Тема 1. Введение в химию (16 ч)

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 ч)

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. Собираение 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: однокислотные 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 собиране 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. Собираание 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 ч)

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 ч)

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.

Заключение (2 ч)

Предмет химической науки. Источники химической информации

Резерв (9 ч)

9 КЛАСС, 68 ч (2 ч в неделю)

Тема 1. Строение вещества (6 ч)

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 ч)

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

Изменение скорости химической реакции при нагревании веществ.

Смещение химического равновесия в системе « $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ ».

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 (28 ч)

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 сульфид-ион. 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 серы(IV) с водой, растворами щелочей. Сульфиты и гидросульфиты. Оксид серы(VI): взаимодействие с водой. Окислительные свойства: реакция с фосфором, иодидом 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, йод, 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 йода.

Взаимодействие брома и йода 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 ч)

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».

Резерв (8 часов)

Тематическое планирование 8 класс, 68 часов (2 ч в неделю)

Номер	Тема раздела	Содержание раздела	Кол-во часов	Лаб., практ.,контр. работы
1	Введение в химию	Что изучает химия. Химическая лаборатория. Оборудование химической лаборатории. Чистые вещества и смеси. Разделение смеси. Превращение веществ. Признаки химических реакций. Химический элемент. Химические формулы. Простые и сложные вещества. Массовая доля химического элемента в сложном веществе. Валентность. Химические уравнения. Атомно-молекулярное	16	3 Пр.Р. 4 Л.Р. 1 К.Р.

		учение в химии.		
2	Важнейшие классы неорганических веществ	Простые вещества металлы и неметаллы. Кислород. Химические свойства кислорода. Оксиды. Простые вещества. Водород. Химические свойства водорода. Оксид водорода — вода. Взаимодействие воды с металлами. Взаимодействие воды с оксидами металлов. Взаимодействие воды с оксидами неметаллов. Состав кислот. Соли. Свойства кислот. Химические свойства кислот. Свойства оснований. Свойства амфотерных гидроксидов. Генетический ряд типичного металла. Генетический ряд типичного неметалла.	21	13 Л.Р. 3 Пр.Р. 1 К.Р.
3	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома.	Первоначальное представление о строении атома. Электронные оболочки атомов. Закономерности изменений в строении электронных оболочек атома. Естественно-научная классификация химических элементов. Периоды.	12	1 Пр.Р. 1 К.Р.

		Изменение свойств гидроксидов с увеличением зарядов атомных ядер химических элементов. Группы. Периодический закон Предсказание свойств химических элементов и их соединений на основе периодического закона. Научный подвиг Д.И.Менделеева.		
4	Количественные отношения в химии	Количество вещества. Молярная масса. Расчёты по химическим уравнениям. Закон Авогадро. Расчёты по химическим уравнениям. Объёмные отношения газов при химических реакциях. Решение расчётных задач.	8	1 К.Р.
5	Заключение	Предмет химической науки. Источники химической информации	2	
6	Резерв		9	

Тематическое планирование 9 класс, 68 часов (2 ч в неделю)

Номер	Тема раздела	Содержание раздела	Кол-во часов	Лаб., практ.,контр. работы
1	Строение вещества	Ковалентная связь.	6	2 Л.Р. 1 К.Р.

		<p>Химическая связь между атомами разных неметаллов.</p> <p>Химическая связь между атомами металлов и неметаллов.</p> <p>Степень окисления атомов.</p> <p>Строение кристаллов</p>		
2	Многообразие химических реакций	<p>Окислительно-восстановительные реакции</p> <p>Скорость химических реакций.</p> <p>Обратимые химические реакции.</p> <p>Электролитическая диссоциация.</p> <p>Свойства растворов электролитов.</p> <p>Условия течения реакций в растворах электролитов до конца.</p> <p>Кислоты и основания</p> <p>Свойства солей.</p> <p>Классификация химических реакций.</p>	11	6 Л.Р. 1 Пр.Р. 1 К.Р.
3	Многообразие веществ. Неметаллы и их соединения	<p>Классификация химических веществ</p> <p>Общие свойства неметаллов.</p> <p>Галогены.</p> <p>Хлороводород и соляная кислота.</p>	28	9 Л.Р. 2 Пр.Р. 2 К.Р.

		<p>Фтор, бром, иод. Кислород и сера. Сульфиды. Оксиды серы. Серная кислота и её соли. Неметаллы VI–VII групп и их соединения. Азот и фосфор. Аммиак. Получение аммиака и изучение его свойств. Оксиды азота. Азотная кислота и нитраты. Важнейшие соединения фосфора. Углерод. Водородные соединения углерода. Оксиды углерода. Угольная кислота и её соли. Карбонаты. Кремний и его соединения. Неметаллы IV–V групп и их соединения.</p>		
4	<p>Многообразие веществ. Металлы и их соединения</p>	<p>Общие физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов. Щелочные металлы. Кальций. Жёсткость воды.</p>	15	<p>9 Л.Р. 1 Пр.Р. 1 К.Р.</p>

		Алюминий. Соединения алюминия. Железо. Соединения железа(II). Соединения железа(III). Сплавы металлов. Металлы и их соединения.		
5	Резерв		8	

2.3 Лабораторные работы

8 класс

Номер	Тема раздела	Содержание раздела	Кол-во часов	Лаб., практ.,контр. работы
1	Введение в химию	1.Описание внешнего вида веществ и составление их формул по известному составу. 2.Описание внешнего вида простых и сложных веществ. 3.Составление моделей молекул бинарных соединений. 4.Прокаливание медной проволоки в пламени спиртовки	4	4 Л.Р.
2	Важнейшие классы неорганических веществ	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.	13	13 Л.Р.

		<p>Собирание водорода методом вытеснения воздуха. Проверка водорода на чистоту.</p> <p>Изучение растворимости медного купороса при разных температурах.</p> <p>Взаимодействие оксида кальция с водой.</p> <p>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.</p> <p>Разложение гидроксида меди(II) при нагревании.</p> <p>Амфотерность.</p> <p>Получение соединений магния. Получение соединений углерода.</p>		
--	--	---	--	--

9 класс

Номер	Тема раздела	Содержание раздела	Кол-во часов в 24ч	Лаб. работы
1	Строение вещества	Составление моделей молекул. Описание физических свойств веществ с разным типом кристаллической решётки.	2	2 Л.Р
2	Важнейшие классы неорганических веществ	1.Ознакомление с образцами металлов и неметаллов. Получение кислорода из пероксида водорода.	6	6 Л.Р

		<p>Описание внешнего вида природных оксидов и составление их формул.</p> <p>2.Получение водорода в приборе Д.М. Кирюшкина. Собираение водорода методом вытеснения воздуха. Проверка водорода на чистоту.</p> <p>3.Изучение растворимости медного купороса при разных температурах.</p> <p>4.Взаимодействие оксида кальция с водой.</p> <p>Изменение окраски индикаторов в растворах кислот и щелочей. Сравнение окраски индикаторов в соляной и серной кислотах.</p> <p>5.Описание внешнего вида и растворимости разных солей. Реакция нейтрализации.</p> <p>6.Разложение гидроксида меди(II) при нагревании. Амфотерность.</p> <p>Получение соединений магния. Получение соединений углерода.</p>		
3	<p>Многообразие веществ.</p> <p>Неметаллы и их соединения</p>	<p>Изучение свойств соляной кислоты как электролита.</p> <p>Качественная реакция на хлорид-ион.</p> <p>Взаимодействие бромида натрия с хлорной водой; иодида натрия с бромной водой.</p> <p>Рассмотрение образцов природных галогенидов.</p> <p>Качественная реакция на сульфид-ион. Рассмотрение образцовприродных сульфидов.</p> <p>Изучение свойств раствора серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ион.</p> <p>Рассмотрениеобразцов природных сульфатов.</p> <p>Изменение окраски индикаторов в растворе фосфорной кислоты.</p>	9	9 Л.Р

		<p>Качественная реакция на фосфат-ион.</p> <p>Описание физических свойств образцов природных фосфатов.</p> <p>Адсорбция углём растворённых веществ.</p> <p>Взаимодействие оксида углерода(IV) с раствором гидроксида кальция с образованием карбоната и гидрокарбоната кальция.</p> <p>Разложение гидрокарбонатов при нагревании. Качественная реакция на карбонаты.</p> <p>Описание физических свойств образцов природных карбонатов. Ознакомление с образцами природных и искусственных силикатов.</p>		
	<p>Многообразие веществ</p> <p>.Металлы и их соединения</p>	<p>1.Описание физических свойств образцов металлов.</p> <p>Ряд активности металлов.</p> <p>Рассмотрение образцов природных соединений щелочных металлов.</p> <p>Рассмотрение образцов природных соединений щелочных металлов.</p> <p>Амфотерность гидроксида алюминия.</p> <p>2.Взаимодействие железа с раствором сульфата меди(II). Получение сульфата железа(II). Получение гидроксида железа(II). Получение гидроксида железа(III).</p> <p>3.Взаимодействие гидроксида железа(III) с раствором соляной кислоты.</p> <p>Качественная реакция на ионы железа(II). Качественные реакции на ионы железа(III).</p> <p>Ознакомление с физическими свойствами металлов и их сплавов.</p>	9	9. Л.Р

