

Муниципальное общеобразовательное бюджетное учреждение
«Гимназия № 3» г. Кудымкара

Рассмотрена на заседании ШМО
протокол №1
от «30» августа 2017 г.
Руководитель ШМО Тал
Дата 30.08.17

Введена в действие приказом
МОБУ «Гимназия №3» №259
от «31» августа 2017г.

Соответствует требованиям
Государственного образовательного
стандарта
Заместитель директора по УВР Русаков
Дата: 31.08.2017

Рабочая программа по предмету
химия
для 8 класса

на 2017 - 2018 учебный год

Составители:
Устинова С.С.
учитель химии
Полушкина Г.А.
учитель химии

Кудымкар, 2017

Пояснительная записка

Рабочая программа по химии составлена в соответствии с Федеральным компонентом государственного стандарта общего образования (приказ МО России от 05.03.2004г. № 1089); на основании примерной программы основного общего образования по химии, разработанной Департаментом государственной политики в образовании Министерства образования и науки Российской Федерации.

Цели и задачи курса:

обеспечить освоение важнейших знаний о химической символике, химических понятиях, фактах, основных законах и теориях; **формировать умения** обращаться с химическими веществами, простейшими приборами, оборудованием; проводить химический эксперимент, соблюдать технику безопасности; наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, на производстве и в быту; производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений химических реакций;

- **развивать познавательный интерес и интеллектуальные способности** в процессе усвоения химических знаний и проведения химического эксперимента; самостоятельного приобретения новых знаний по химии в соответствии с возникающими жизненными потребностями;

- **воспитывать бережное отношение к природе и здоровью человека;** отношение к химии как к одному из фундаментальных компонентов естествознания и элементу общечеловеческой культуры;

- **формировать умения** организовывать свой учебный труд, пользоваться учебной литературой;

В соответствии с базисным учебным планом на изучение предмета «Химия» в 8 классе отводится 68 часов (2 часа в неделю).

В период карантина или неблагоприятного температурного режима обучение по разделам программы 3 четверти может осуществляться дистанционно.

Преподавание ведется по учебнику «Химия» для учащихся 8 класса, авторы Н.Е. Кузнецова и др.

При преподавании химии в 8 классе на уроках применяются элементы проблемного обучения, ИКТ и компьютерного обучения. Проводится текущий, промежуточный, итоговый контроль в виде зачетов, письменных контрольных работ, компьютерных тестов. По результатам полугодий проводится тестирование.

Требования к результатам усвоения учебного материала в 8 классе

Знать виды химической связи: ковалентная, ионная металлическая типы кристаллических решёток: молекулярная, атомная, ионная.

Уметь классифицировать неорганические вещества по составу и химическим свойствам, объяснять зависимость физических свойств веществ от типа кристаллической решётки, **определять** по химическим формулам бинарных соединений степени окисления элементов по известным степеням окисления других элементов в данном веществе.

Знать закон сохранения массы веществ в химических реакциях, понятия о генетической связи веществ, о круговоротах химических элементов в природе.

Уметь записывать уравнения реакций, характеризующих химические свойства оксидов, оснований и кислот, а также амфотерных гидроксидов; *определять* по уравнениям реакций принадлежность их к окислительно-восстановительным реакциям

Уметь вычислять по химической формуле молекулярную массу вещества и *определять* его молярную массу; *рассчитывать* массовую долю растворимого вещества в растворе; *вычислять* по химическим уравнениям массу или количество вещества одного из участвующих в реакции веществ.

Уметь выполнять несложные химические опыты; *пользоваться* химической посудой, реактивами, нагревательными приборами, соблюдая правила техники безопасности; *приготавливать* растворы с определённой массовой долей растворённого вещества

Содержание программы

Тема 1. Введение (2 ч)

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

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

Практическая работа № 1. Лабораторное оборудование и приемы работы с ним.

Раздел I. Вещество и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения

Тема 2. Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения (14 ч)

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

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

Простые вещества: металлы и неметаллы. Общая характеристика металлов и неметаллов. Некоторые сведения о металлах и неметаллах. Описание некоторых наиболее распространенных простых веществ.

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

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

Демонстрации. 1. Физические и химические явления. 2. Измерение плотности жидкостей ареометром. 3. Плавление серы 4. Модели атомов и молекул. Кристаллические решетки. 5. Коллекция металлов и неметаллов. 6. Получение углекислого газа разными способами. 7. Возгонка иода. Кипячение воды. 8. 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: сгибание стеклянной трубки, 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.). 5. Изучение свойств веществ: нагревание поды, нагревание оксида кремния (IV).

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

Контрольная работа № 1. Решение задач и упражнений.

Тема 3. Химические явления в свете атомно-молекулярного учения (6ч)

Сущность химических явлений в свете атомно-молекулярного учения. Признаки протекания химических реакций. Причины и направления протекания химических реакций. Обратимость химических реакций. Превращение энергии при химических реакциях, условия протекания химических реакций, экзо- и эндотермические реакции. Законы сохранения массы и энергии, их взаимосвязь в законе сохранения материи. Составление уравнений химических реакций. Расчеты по уравнениям химических реакций. Типы химических реакций: разложения, соединения, замещения, обмена. Обобщение знаний о химических реакциях.

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

Лабораторные опыты. 1. Признаки протекания химических реакций: нагревание медной проволоки; взаимодействие растворов едкого натра и хлорида меди; взаимодействие растворов уксусной кислоты и гидрокарбоната натрия; взаимодействие растворов хлорного железа и красной кровяной соли; растирание в ступке порошков хлорида аммония и гашеной извести. 2. Типы химических реакций: разложение малахита; взаимодействие железа с раствором хлорида меди (II), взаимодействие растворов едкого натра и хлорного железа.

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

Самостоятельная работа. Расчеты по химическим уравнениям

Тема 4. Методы химии (1 ч)

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

Лабораторные опыты. 1. Описание веществ молекулярного и немолекулярного строения. 2. Моделирование химических объектов с помощью плоскостных и объемных моделей. 3. Сравнение свойств двух металлов: меди и железа.

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

Чистые вещества и смеси. Степень чистоты и виды загрязнения веществ. Понятие о гомогенных и гетерогенных смесях. Разделение смесей. Очистка веществ: фильтрование, дистилляция, кристаллизация, экстрагирование, хроматография,

возгонка. Идентификация веществ с помощью определения температур плавления и кипения. Вещества в технике. Понятие о веществах как о сырье, материалах и продукции. Планетарный характер влияния техники на окружающую среду. Природоохранительное значение очистных сооружений и экологически чистых технологий.

Понятие о растворах как гомогенных физико-химических системах. Значение растворов для жизни человека, сельскохозяйственного и промышленного производства. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость твердых веществ и газов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация.

Демонстрации. 1. Разделение смесей различными методами: методом отстаивания; с помощью делительной воронки; методом колоночной хроматографии. 2. Растворение веществ с различным коэффициентом растворимости. 3. Условия изменения растворимости твердых и газообразных веществ. 4. *Тепловые эффекты при растворении: растворение серной кислоты, нитрата аммония.*

Лабораторные опыты. 1. Ознакомление с образцами простых и сложных веществ, минералов и горных пород. 2. Разделение смеси серы и железа, разделение смеси нефти и воды.

Практические занятия. 1. Очистка веществ методами фильтрования, кристаллизации, перегонки, возгонки. 2. *Приготовление растворов заданной концентрации.*

Расчетные задачи. 1. Вычисление концентрации растворов (массовой доли, молярной концентрации) по массе растворенного вещества и объему или массе растворителя. 4. Вычисление массы, объема, количества растворенного вещества и растворителя по определенной концентрации раствора.

Тема 6. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение (6 ч)

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

Кислород — химический элемент и простое вещество. История открытия кислорода. Схема опытов Д. Пристли и А.Л. Лавуазье. Аллотропия. Озон. Значение озонового слоя Земли.

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

Атмосфера — воздушная оболочка Земли. Тенденции изменения состава воздуха. Основные источники загрязнения атмосферы. Транспортный перенос загрязнений. Круговорот кислорода в природе.

Демонстрации. 1. Получение кислорода. 2. Сжигание в атмосфере кислорода, серы, угля, красного фосфора, натрия, железа

Практическое занятие. Получение кислорода и исследование его свойств.

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

Контрольная работа (полугодовая)

Тема 7. Классы неорганических соединений. (13 ч)

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

Химические свойства оксидов. Влияние состава кислот на характер их свойств (на примерах соляной и серной кислот). Общие химические свойства кислот. Растворимость кислот. Кислотные дожди. Физические свойства и способы получения щелочей.

Химические свойства солей (взаимодействие растворов солей с растворами щелочей и металлами). Генетическая связь классов неорганических соединений. Амфотерность. Оксиды и гидроксиды, обладающие амфотерными свойствами. Классификация неорганических веществ. Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений (на примере оксидов, гидроксидов и водородных соединений).

Демонстрации. 1. Образцы соединений — представителей кислот, солей, нерастворимых оснований, щелочей, оксидов.

2. Опыты, иллюстрирующие существование генетической связи между соединениями фосфора, углерода, натрия, кальция.

3. Взаимодействие кальция и натрия с водой. 4. Действие индикаторов. 5. Опыты, иллюстрирующие химические свойства отдельных классов неорганических соединений. 6. Образцы простых веществ и их соединений (оксидов и гидроксидов), образованных элементами одного периода.

Лабораторные опыты. 1. Рассмотрение образцов оксидов (углерода (IV), водорода, фосфора, меди, кальция, железа, кремния). 2. Наблюдение растворимости оксидов алюминия, натрия, кальция и меди в воде. 3. Определение среды полученных растворов с помощью индикатора. 4. Рассмотрение образцов солей и определение их растворимости. 5. Взаимодействие оксидов кальция и фосфора с водой, определение характера образовавшегося гидроксида с помощью индикатора. 6. Взаимодействие оксидов меди (II) и цинка с раствором серной кислоты. 7. Получение углекислого газа и взаимодействие его с известковой водой. 8. Исследование свойств соляной и серной кислот с использованием индикаторов. 9. Взаимодействие металлов (магния, цинка, железа, меди) с растворами кислот. 10. Изменение окраски индикаторов в растворах щелочей. 11. Взаимодействие растворов кислот со щелочами. 12. Взаимодействие растворов кислот с нерастворимыми основаниями. 13. Получение нерастворимых оснований и исследование их свойств (на примере гидроксида цинка).

Практические занятия. 1. Получение медного купороса взаимодействием оксида меди (II) с серной кислотой. Получение и свойства амфотерных гидроксидов. 2. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований.

Контрольная работа № 3.

Раздел 2. Вещества и химические реакции в свете электронной теории

Тема 8. Строение атома. (3ч)

Строение атома. Постулаты Бора. Строение электронных оболочек атомов элементов: *s*-, *p*-, *d*-, электроны. Место элемента в периодической системе и электронная структура атомов. Радиоактивность. Понятие о превращении химических элементов.

Демонстрации. 1. Схемы опытов Томсона, Резерфорда. 3. Модели атомов различных элементов.

Тема 9. Периодический закон и периодическая система элементов

Д.И. Менделеева. (3ч)

Свойства химических элементов и их изменения. Классификация химических элементов. Открытие периодического закона. Строение атомов элементов малых и больших периодов, главных и побочных подгрупп. Формулировка периодического закона в современной трактовке. Периодическая система в свете строения атома. Физический смысл номера периода и группы. Семейства элементов (на примерах щелочных металлов, галогенов, инертных газов). Характеристика химических свойств элементов главных подгрупп и периодичность их изменения в свете электронного строения атома. Элементы, соединения которых проявляют амфотерные свойства. Относительная электроотрицательность элементов. Общая характеристика элемента на

основе его положения в периодической системе Д.И. Менделеева. Значение периодического закона для развития науки и техники. Роль периодического закона в создании научной картины мира.

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

Лабораторный опыт. Исследование свойств амфотерных гидроксидов и щелочей.

Зачёт. Характеристика элемента по положению в системе.

Тема 10. Химическая связь и строение веществ в свете электронной теории.(4 ч)

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

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

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

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

Демонстрации. 1. Взаимодействие натрия с хлором. 2. Модели кристаллических решеток веществ с ионным, атомным и молекулярным строением.. 3. Возгонка йода.

Тема 11.Химические реакции в свете электронной теории. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) (4 ч)

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степеней окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления; их единство и противоположность. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, расстановка коэффициентов методом электронного баланса, общая характеристика.

Классификация химических реакций в свете электронной теории.

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

Составление и использование алгоритма расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях..

Тема 12.Водород и его важнейшие соединения.(3 ч)

Водород в космосе. Ядерные реакции на Солнце. Водород в земной природе. Получение водорода в лаборатории. Водород — химический элемент и простое вещество. Энергия связи в молекуле водорода. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. Водород в ОВР. Применение водорода. Промышленное получение водорода. Водород — экологически чистое топливо; перспективы его использования. Оксид водорода — вода: состав, пространственное строение, водородная связь. Физико-химические свойства воды. Изотопный состав воды. Тяжелая вода и

особенности ее свойств. Пероксид водорода: состав, строение, свойства, применение, пероксид водорода в ОВР.

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

Практическая работа 1. Получение водорода и изучение его свойств. Восстановительные свойства водорода.

Тема 13. Галогены (2 ч)

Характеристика галогенов как химических элементов и простых веществ. Строение атомов галогенов. Нахождение галогенов в природе. Физические и химические свойства галогенов. Получение хлора и хлороводорода в лаборатории и промышленности. Биологическое значение галогенов. Галогены и отравляющие вещества.

Демонстрации: 1. Получение хлора. 2. Взаимодействие с хлором натрия, сурьмы, железа, красного фосфора. 3. Получение хлороводорода реакцией обмена и растворение его в воде. 4. Взаимодействие раствора йода с крахмалом. 5. Качественная реакция на соляную кислоту и галогениды. (видеофрагменты опытов 1 – 3 демонстрируются на экране при помощи компьютера)

Тема 14. Обобщение знаний о наиболее важных характеристиках веществ и химических процессов (2 ч)

Характеристика химического элемента (состав, строение, положение в периодической системе). Физико-химические свойства веществ на примерах водорода, кислорода, хлора.

Основные характеристики химических реакций: типы реакций, возможность и направления протекания.

Итоговое тестирование .

Тематический план

№ п/п	Наименование разделов и тем	Кол-во часов	Из них практические
1.	Введение	2	1
1.	Вещества и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения.	44	4
2.	Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения.	14	
3.	Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии.	6	
4.	Методы химии.	1	
5.	Вещества в окружающей нас природе и в технике.	4	1
6.	Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение.	6	1
7.	Основные классы неорганических соединений.	13	2
2.	Химические элементы, вещества и химические реакции в свете электронной теории	22	1
8.	Строение атома.	3	
9.	Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева.	3	
10.	Строение вещества.	4	
11.	Химические реакции в свете электронной теории.	4	
12.	Водород – рождающий воду.	3	1
13.	Галогены.	2	
	Обобщение.	2	
	Резерв	1	
	Итого	68	5

Основная литература

1. Кузнецова Н. Е., Левкин А. Н. Задачник по химии для учащихся 8 класса общеобразовательных учреждений. - М.: Вентана-Граф, 2007.
2. Кузнецова Н. Е., Титова И. М. и др. Химия: Учебник для учащихся 8 класса общеобразовательных учреждений/. - М.: Вентана-Граф, 2005.

Дополнительная литература

3. Габриелян О.С. Химический эксперимент в школе. 8 класс: учебно-методическое пособие. – М.: Дрофа, 2005.
4. Зуева М.В., Гара Н.Н. Контрольные и проверочные работы по химии. 8-9 кл.: Метод. пособие. – М. Дрофа, 1997.
5. Настольная книга учителя химии/ Авт.-сост. Н.Н. Гара, Р.Г. Иванова, А.А. Каверина. – М.: ООО «Издательство АСТ»: ООО «Издательство «Астрель», 2002.
6. Химия: Учебно-методическая газета для учителей химии и естествознания. /приложение к газете «Первое сентября»/ - М.: Издательский дом «Первое сентября», 2004-2014.

Электронные пособия

7. Самоучитель «Химия для всех – XII». Серия «1С: Образовательная коллекция»/ Авт.-сост. Ахлебинин А.К. и др. – М.: ЗАО «1С», 2004.
8. Химия. 8 класс. Образовательный комплекс. Серия «1С: Школа» / под ред. Ахлебинина А.К. - М.: ЗАО «1С», 2004.