

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

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

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

Соответствует требованиям  
Государственного образовательного  
стандарта  
Заместитель директора по УВР Рудяк  
Дата: 30.08.17.

**Рабочая программа по предмету**  
**химия**  
**для 9 классов**  
на 2017 - 2018 учебный год

Составители:  
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.

Изучение химии в основной школе направлено на достижение следующих **целей**:

- освоение важнейших знаний о химической символике, химических понятиях, фактах, основных законах и теориях;
- овладение умениями наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, а также умениями производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений химических реакций;
- развитие познавательных интересов и интеллектуальных способностей в процессе усвоения химических знаний и проведения химического эксперимента; самостоятельного приобретения новых знаний по химии в соответствии с возникающими жизненными потребностями;
- воспитание убежденности в познаваемости химической составляющей картины мира; отношения к химии как к элементу общечеловеческой культуры;
- применение полученных знаний и умений для химически грамотного использования веществ и материалов, применяемых в быту, сельском хозяйстве и на производстве, решения практических задач повседневной жизни, предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

В 9 классах преподавание ведётся по программе курса химии для 8 – 11 классов общеобразовательных учреждений. Авторы: Н. Е. Кузнецова, И. М. Титова и др. Учащиеся занимаются по учебнику для 9 класса (авторы Н. Е. Кузнецова, И. М. Титова и др.) Курс химии 9 класса рассчитан на 2 ч в неделю, всего 68 часов.

Перед началом изучения материала 9 класса запланировано повторение важнейших знаний, полученных в 8 классе. Далее рассматриваются теоретические основы химии: кинетика химических реакций и теория электролитической диссоциации. Разделы 2 и 3 посвящены систематике химических элементов и неорганических веществ (металлы и неметаллы, их соединения). В разделе 4 обсуждаются общие вопросы химической технологии. Тема «Общие сведения об органических соединениях» изучается в последнюю очередь и предваряет более подробное изучение органической химии в 10 классе. Курс завершается обобщением знаний, полученных при изучении химии в основной школе, проводится итоговое тестирование. При преподавании химии в 9 классе применяются элементы проблемного обучения, ИКТ. В течение курса проводится текущий, промежуточный, итоговый контроль в виде зачетов, письменных контрольных работ, тестирования.

## Требования к уровню подготовки выпускников

В результате изучения химии ученик должен **знать**

- химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;
- важнейшие химические понятия: атом, молекула, химическая связь, вещество и его агрегатные состояния, классификацию веществ, химические реакции и их классификацию, ре теорию электролитической диссоциации, основы химической технологии;
- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, периодический закон;

**Уметь называть**: знаки химических элементов, соединения изученных классов, типы химических реакций;

- **объяснять:** физический смысл атомного (порядкового) номера химического элемента, номеров группы и периода, к которым он принадлежит в периодической системе Д.И. Менделеева; закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп; причины многообразия веществ; сущность реакций ионного обмена;

- **характеризовать:** химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в периодической системе Д.И. Менделеева и особенностей строения их атомов; связь между составом, строением и свойствами веществ; общие свойства неорганических и органических веществ;

- **определять:** принадлежность веществ к определенному классу соединений; степень окисления элементов в соединениях;

- **составлять:** формулы оксидов, водородных соединений неметаллов, гидроксидов, солей; схемы строения атомов первых двадцати элементов периодической системы; уравнения химических реакций; реакции ионного обмена, окислительно-восстановительные реакции

- обращаться с химической посудой и лабораторным оборудованием;

- **распознавать опытным путем:** кислород, водород, углекислый газ, аммиак; растворы кислот и щелочей, хлорид-, сульфат-, карбонат- ионы, ионы аммония;

- **вычислять:** массовую долю химического элемента по формуле соединения; массовую долю растворенного вещества в растворе; количество вещества, объем или массу по количеству вещества, объему или массе реагентов или продуктов реакции; решать расчётные задачи, если одно из веществ взято в избытке и определять практический выход, по теоретическому

**использовать приобретенные знания и умения** в практической деятельности и повседневной жизни для:

- безопасного обращения с веществами и материалами;

- экологически грамотного поведения в окружающей среде, школьной лаборатории и в быту.

## Содержание курса 9 класс (2 ч в неделю, всего — 68ч)

### Повторение некоторых вопросов курса 8 класса (3ч)

Химические элементы и их свойства. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Валентность. Сведения о составе и номенклатуре основных классов неорганических соединений.

### Раздел I. Теоретические основы химии (17ч)

#### Тема 1. Химические реакции (4 ч)

Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Зависимость скорости от условий протекания реакции. Катализ и катализаторы. Общие сведения о гомогенном и гетерогенном катализе. Константа равновесия. Химическое равновесие, принцип Ле Шателье.

**Демонстрации.** 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. 2. Зависимость скорости реакции от температуры. 3. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ. 4. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие (на примере взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия). 5. Взаимодействие алюминия с иодом в присутствии воды. 6. Взаимодействие пероксида водорода с оксидом марганца (VI).

**Практические работы** 1. Опыты, выясняющие зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ (взаимодействие цинка с соляной и уксусной кислотами), от площади поверхности соприкосновения (взаимодействие различных по размеру гранул цинка с соляной кислотой), от концентрации и температуры (взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой различной концентрации при разных температурах). 2. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора.

**Расчетные задачи.** 1. Расчеты по термохимическим уравнениям..

#### Тема 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации. (13 ч)

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

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

Электролиты и неэлектролиты.

Дипольное строение молекулы воды. Процессы, происходящие с электролитами при расплавлении и растворении веществ в воде. Роль воды в процессе электролитической диссоциации. Диссоциация электролитов с разным типом химической связи. Свойства ионов. Кристаллогидраты.

Основные положения теории растворов.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации.

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

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

**Демонстрации.** 1. Испытание веществ, их растворов и расплавов на электрическую проводимость. 2. Влияние разбавления на степень диссоциации.

Сравнение электрической проводимости концентрированного и разбавленного растворов уксусной кислоты.

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

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

## **Раздел II. Элементы-неметаллы и их важнейшие соединения (20 ч)**

### **Тема 3. Общая характеристика неметаллов (2ч)**

Химические элементы-неметаллы. Положение элементов-неметаллов в периодической системе Д.И. Менделеева. Неметаллы -p-элементы. Особенности строения их атомов: общие черты и различия. Степени окисления, валентные состояния атомов неметаллов. Закономерности изменения значений этих величин в периодах и группах периодической системы. Типичные формы водородных и кислородных соединений неметаллов. Распространение неметаллических элементов в природе.

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

Химические свойства простых веществ-неметаллов. Причины химической инертности благородных газов, низкой активности азота, окислительных свойств и двойственного поведения серы, азота, углерода и кремния в окислительно-восстановительных реакциях. Общие свойства неметаллов и способы их получения.

Водородные соединения неметаллов. Формы водородных соединений.

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

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

### **Тема 4. Подгруппа кислорода и ее типичные представители (5ч)**

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

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

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

## Тема 5. Подгруппа азота и ее типичные представители (8ч)

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

Азот как элемент и как простое вещество. Химические свойства азота. Аммиак, строение, свойства, водородная связь между молекулами аммиака. Механизм образования иона аммония. Соли аммония, их химические свойства. Качественная реакция на ион аммония. Применение аммиака и солей аммония.

Оксиды азота. Строение оксида азота (II), оксида азота (IV). Физические и химические свойства оксидов азота (II), (IV).

Азотная кислота, состав и строение. Физические и химические свойства азотной кислоты. Окислительные свойства азотной кислоты. Составление уравнений реакций взаимодействия, азотной кислоты с металлами методом электронного баланса. Соли азотной кислоты — нитраты. Качественные реакции на азотную кислоту и ее соли. Получение и применение азотной кислоты и ее солей.

Фосфор как элемент и как простое вещество. Аллотропия фосфора. Физические и химические свойства фосфора. Применение фосфора. Водородные и кислородные соединения фосфора, их свойства. Фосфорная кислота и ее соли. Качественная реакция на фосфат-ион.

## Тема 6. Подгруппа углерода и ее типичные представители(5ч)

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

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

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

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

**Демонстрации.** 1. Образцы простых веществ-неметаллов и их соединений 2. Получение моноклинной и пластической серы. 3. Получение белого фосфора и его возгорание на воздухе. 4. Получение оксидов азота (II и IV). 5. Взаимодействие серы с водородом, медью, натрием, кислородом. 7. Восстановление свинца из оксида на поверхности угля. 8. Получение аммиака и исследование его свойств. 9. Получение и исследование свойств диоксида углерода. 10. Опыты, подтверждающие общие химические свойства кислот. 11. Горение серы и угля, в азотной кислоте. 12. Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой. 13. Качественные реакции на анионы: сульфид-ион, сульфат-ион, карбонат-ион, хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион, нитрат-ион, фосфат-ион.

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

**Практические работы.** 1. Получение аммиака и исследование его свойств. Ознакомление с химическими свойствами водного раствора аммиака. 2. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов.

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

### Раздел III. Металлы (14 ч).

#### Тема 7. Общие свойства металлов (4ч)

Положение металлов в периодической системе. Особенности строения атомов металлов. Металлическая связь. Кристаллические решетки. Общие и специфические физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Электролиз расплавов и растворов солей. Практическое значение электролиза. Общие сведения о сплавах.

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

#### Тема 8. Металлы главных и побочных подгрупп (10ч)

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

**Алюминий:** химический элемент, простое вещество. Физические и химические свойства. Распространение в природе. Основные минералы. Применение в современной технике. Важнейшие соединения алюминия: оксиды и гидроксиды; амфотерный характер их свойств.

**Железо, марганец, хром как представители d-элементов.** строение атомов, свойства химических элементов. Железо как простое вещество. Физические и химические свойства. Состав, особенности свойств и применение чугуна и стали как важнейших сплавов железа. О способах химической антикоррозийной защиты сплавов железа. Соединения железа —  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ . Качественные реакции на ионы железа. Биологическая роль металлов.

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

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

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

## **Раздел IV Производство неорганических веществ (7 ч)**

### **Тема 9. Производство неорганических веществ и их применение (7 ч)**

**Химическая технология как наука.** Понятие о химико-технологическом процессе. Химико-технологический процесс на примере производства серной кислоты контактным способом. Различные виды сырья для производства серной кислоты. Синтез аммиака. Условия протекания химических реакций, их аппаратное оформление. Принципы химической технологии. Научные способы организации и оптимизации производства в современных условиях.

**Металлургия.** Химико-технологические основы получения металлов из руд. Доменное производство. Различные способы производства стали. Легированные стали. Проблема рационального использования сырья. Перспективные технологии получения металлов.

Минеральные удобрения: классификация, примеры, особенности физиологического воздействия на растения. Проблема связанного азота. Проблема научно обоснованного использования минеральных удобрений в сельском хозяйстве. Расчеты питательной ценности удобрений. Проблема накопления нитратов.

Кремний и его свойства. Кислородные соединения кремния: оксид кремния (IV), кремниевая кислота, состав, строение, свойства. Силикаты. Силикатная промышленность. Краткие сведения о керамике, стекле, цементе.

**Демонстрации. 1.** Кодограммы и динамическое пособие «Производство серной кислоты». **2.** Коллекция минералов и горных пород. **3.** Слайды о химической технологии. **4.** Модели производства серной кислоты, аммиака. **5.** Коллекция минеральных удобрений.

**Лабораторный опыт.** Ознакомление с образцами сырья для производства серной кислоты, чугуна и стали.

**Расчетные задачи.** Определение массовой или объемной доли выхода продукта в процентах от теоретически возможного.

## **Раздел V. Тема 10. Общие сведения об органических соединениях (5ч)**

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

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

Непредельные углеводороды — алкены и алкины. Электронное и пространственное строение алкенов и алкинов. Гомологический ряд алкенов. Номенклатура. Физические и химические свойства алкенов. Алкины, номенклатура, свойства.

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

Кислородсодержащие органические соединения. Понятие о функциональной группе. Гомологические ряды спиртов и карбоновых кислот.

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

**Демонстрации. 1.** Коллекция «Нефть и нефтепродукты». **2.** Модели молекул органических соединений. **3.** Получение этилена и его взаимодействие с бромной водой и, раствором перманганата калия. **4.** Воспламенение спиртов.



### Тематический план

№ п/п	Наименование разделов и тем	Кол-во часов	Из них практических
	<b>Повторение некоторых вопросов курса 8 кл</b>	<b>3</b>	
	<b>Теоретические основы химии</b>	<b>13</b>	
1.	Химические реакции.	4	
2.	Растворы. Теория электролитической диссоциации	9	1
	<b>Элементы- неметаллы.</b>	<b>21</b>	
3.	Общая характеристика неметаллов.	2	
4.	Подгруппа кислорода и её типичные представители.	5	
5.	Подгруппа азота и её типичные представители.	9	1
6.	Подгруппа углерода.	5	1
	<b>Металлы.</b>	<b>13</b>	
7.	Общие свойства металлов.	3	
8.	Металлы главных и побочных подгрупп.	10	1
<b>4</b>	<b>Производство неорганических веществ и их применение</b>	<b>7</b>	
<b>5</b>	<b>Общие сведения об органических соединениях.</b>	<b>7</b>	
6	Обобщение знаний, полученных в 9 классе.	1	
	Резерв	3	
	<b>Итого</b>	<b>68</b>	<b>4</b>

## Литература

1. Кузнецова Н. Е., Титова И. М. Химия: Учебник для учащихся 9 класса общеобразовательных учреждений/ и др. - М.: Вентана-Граф, 2005
2. Кузнецова Н. Е., Левкин А. Н. Задачник по химии для учащихся 9 класса общеобразовательных учреждений. - М.: Вентана-Граф, 2008

### Дополнительная литература

3. Зуева М.В., Гара Н.Н. Контрольные и проверочные работы по химии. 8-9 кл.: Метод. пособие. – М. Дрофа, 1997.
4. Габриелян О.С. Настольная книга учителя химии. М.: Дрофа, 2002.
5. Ким Е.П. Химия 9 класс. Тесты: в 2 ч.-Саратов:Лицей,2012
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.