

Краснодарский край, Северский район,
посёлок городского типа Афипский
муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение
средняя общеобразовательная школа № 6
посёлка городского типа Афипского
муниципального образования Северский район

УТВЕРЖДЕНО
решением педагогического совета
от 25 августа 2015 года протокол № 1
Председатель _____ О.А. Луценко

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

По химии

Уровень образования (класс) основное общее образование (8-9 классы)

Количество часов 136

Учитель Диденко Ирина Вячеславовна

Программа разработана на основе программы по химии для 8-11 классов
общеобразовательных учреждений. – М.: ООО «ТИД «Русское слово – РС», 2008 г. .

Авторы: И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская.

1. Пояснительная записка.

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями:

- Федерального Закона от 29 декабря 2012 года, №273 - ФЗ «Об образовании в Российской Федерации»
- Региональных рекомендаций по составлению рабочих программ учебных предметов, курсов и календарно - тематического планирования (письмо министерства образования и науки Краснодарского края от 17.07.2015 № 47-10474/15-14) ;
- Постановления Главного государственного санитарного врача Российской Федерации от 29.12.2010 № 189 «Санитарно-эпидемиологические требования к условиям и организации обучения в общеобразовательных учреждениях».
- Федеральный базисный учебный план для общеобразовательных учреждений РФ (приказ МО РФ ОТ 09.03.2004 № 1312).
- Федерального компонента государственного стандарта общего образования, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 05.03.2004 года, № 1089 «Об утверждении федерального компонента государственных стандартов начального общего, основного общего и среднего (полного) общего образования»

Рабочая программа составлена на основе программы по химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений. – М.: ООО «ТИД «Русское слово – РС», 2008 г. Авторы: Новошинский И.И., Новошинская Н.С.

Цели и задачи:

Ведущими целями и задачами рабочей программы являются:

формирование основ химического знания – важнейших фактов, понятий, химических законов и теорий, языка науки, а также доступных учащимся обобщений мировоззренческого характера;

освоение системы знаний о фундаментальных законах, теориях, фактах химии, необходимых для понимания научной картины мира;

формирование умений безопасного обращения с веществами, выполнять несложные опыты, соблюдая правила техники безопасности;

овладение умениями применять полученные знания для объяснения разнообразных химических явлений и свойств веществ, оценки роли химии в развитии современных технологий и получении новых материалов.

овладение умениями наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений реакций.

усвоение важнейших знаний об основных понятиях и законах химии, химической символике.

воспитание отношения к химии как к одному из фундаментальных компонентов естествознания и элементу общечеловеческой культуры.

воспитание элементов экологической культуры.

развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в лаборатории, на производстве, в повседневной жизни;

выработку у учащихся понимания общественной потребности в развитии химии, а также формирование у них отношения к химии как возможной области будущей практической деятельности;

развитие познавательных интересов и интеллектуальных способностей в процессе проведения химического эксперимента, самостоятельного приобретения знаний в соответствии с возникающими жизненными потребностями.

применение полученных знаний и умений для безопасного использования веществ и материалов в быту, сельском хозяйстве и на производстве, решение практических задач в повседневной жизни, предупреждение явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

2. Общая характеристика учебного предмета

В основе программы лежит идея зависимости свойств веществ от их состава и строения. Программа соответствует существующей концепции химического образования и реализует принцип концентрического построения курса.

Особенности программы состоят в нетрадиционном подходе к изложению материала (от простого к сложному, от общего к частному). В содержание включён проблемный материал, стимулирующий творческую деятельность, в том числе задания исследовательского характера, требующие организации индивидуальной и групповой работы школьников.

Программа составлена с учётом ведущей роли химического эксперимента, причём используется не только демонстрационная его функция, но и стимулирующая, проблемная. Предусматриваются все виды школьного химического эксперимента – демонстрации, лабораторные опыты и практические работы, а также сочетание эксперимента с другими средствами обучения.

В целом курс позволяет развить представления учащихся о познаваемости мира, единстве живой и неживой природы, сформировать знания о важнейших аспектах современной естественно-научной картины мира. Включение историко-научного материала даёт возможность показать школьникам, что развитие науки – это многовековая история становления знаний об окружающем мире, позволяет раскрыть общеобразовательное значение химии, даёт больше практических сведений об использовании химических знаний в повседневной жизни, в труде, развить экологическую культуру школьников.

3. Место предмета химии в учебном плане.

Рабочая учебная программа по химии в 8-9-ом классах рассчитана на 136 учебных часов. В 8 классе 2 часа в неделю, в 9 классе 2 часа в неделю.

4. Содержание учебного предмета.

8 класс

(2 ч в неделю; всего 68 ч)

Введение (5ч)

Предмет химии. Вещества и их физические свойства. Частицы, образующие вещества. Атомы и молекулы. Масса атома. Относительная атомная масса. *Атомная единица массы*. Химические элементы. Символы химических элементов. Понятие о коэффициентах.

Демонстрации

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Разложение пероксида водорода без катализатора и в присутствии диоксида марганца.
3. Окраска лакмуса в нейтральной, кислотной и щелочной средах.
4. Коллекции изделий из железа, алюминия и стекла.

5. Факты, подтверждающие реальное существование молекул: испарение воды, духов, перемешивание двух разных веществ (вода и перманганат калия) в результате хаотичного движения их частиц.

Практическая работа 1

Приемы обращения с лабораторным оборудованием (посуда, лабораторный штатив, нагревательные приборы) и основы безопасности при работе в химическом кабинете.

Практическая работа 2

Вещества и их физические свойства (описание свойств веществ, например графита, воды, поваренной соли или сахара, меди, мела, медного купороса, железа и т. д.).

Тема 1

Строение атома.

Структура Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева (8 ч)

Составные части атома: ядро (протоны и нейтроны), электроны, их заряд и масса. Физический смысл (атомного) порядкового номера химического элемента. Современное определение химического элемента. Изотопы — разновидности атомов одного и того же химического элемента.

Строение электронных оболочек атомов первых 20 химических элементов. Понятие об электронном слое (энергетическом уровне), о завершенном и незавершенном электронных слоях. Максимальное число электронов на энергетическом уровне. Классификация элементов на основе строения их атомов (металлы и неметаллы).

Структура Периодической системы химических элементов и электронное строение атома. Малые и большие периоды. Группы и подгруппы химических элементов. Физический смысл номеров периода и группы. Изменение некоторых характеристик и свойств атомов химических элементов (заряд ядра, радиус атома, число электронов, движущихся вокруг ядра, металлические и неметаллические свойства атомов элементов и др.) в малых периодах и главных подгруппах. Характеристика химического элемента на основе его положения в Периодической системе и строения атома.

Демонстрации

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Таблица «Изотопы кислорода».
3. Плакаты с электронными схемами атомов водорода, гелия, лития, неона, натрия, аргона, калия и кальция.

Тема 2

Химическая связь. Строение вещества (13ч)

Химические формулы. Индекс. Относительная молекулярная масса вещества. Вычисления по химическим формулам. Простые и сложные вещества.

Понятия о валентности и химической связи. Ковалентная связь, ее образование на примерах молекул хлора, азота и хлороводорода. Электронные и структурные формулы. Полярная и неполярная ковалентные связи. Электроотрицательность атома химического элемента.

Вещества молекулярного строения. *Молекулярная кристаллическая решетка*. Закон постоянства состава.

Ионная связь, ее образование на примере хлорида натрия. Вещества ионного (немолекулярного) строения. *Ионная кристаллическая решетка*.

Понятие степени окисления. Определение степени окисления атома в соединении. Составление химических формул бинарных соединений по степеням окисления атомов.

Количество вещества. Моль — единица количества вещества. Число Авогадро. Молярная масса.

Демонстрации

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

2. Образцы простых и сложных веществ.
3. Плакаты со схемами образования ковалентной и ионной химической связи.
4. Модели молекулярных (сахар, углекислый газ, иод) и ионных (поваренная соль) кристаллических решеток.
5. Возгонка иода, нафталина.
6. Образцы ионных соединений.
7. Различные соединения количеством вещества 1 моль.
8. Опыты, раскрывающие взаимосвязь строения вещества с его свойствами (возгонка иода и нагревание поваренной соли).

Лабораторный опыт 1

Определение принадлежности веществ к простым или сложным по их формулам.

Расчетные задачи

1. Вычисление относительной молекулярной массы вещества.
2. Вычисление массовой доли атомов химического элемента в соединении.
3. Расчеты с использованием физических величин «количество вещества» и «молярная масса».

Тема 3

Классификация сложных неорганических веществ (6 ч)

Оксиды. Определение, состав, номенклатура и классификация.

Основания. Определение, состав, номенклатура и классификация.

Кислоты. Определение, состав, номенклатура и классификация.

Соли. Определение, состав, номенклатура и классификация.

Демонстрации

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».
3. Образцы оксидов, оснований, кислот и солей.

Лабораторный опыт 2

Определение принадлежности соединений к соответствующему классу (оксиды, основания, кислоты, соли) по их формулам.

Расчетные задачи

Решение задач по материалу темы.

Тема 4

Химические реакции (8 ч)

Физические и химические явления. Химические реакции. Признаки химических реакций. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях. Уравнения химических реакций. Составление уравнений химических реакций. Классификация химических реакций: 1) по признаку выделения или поглощения теплоты (экзо- и эндотермические реакции); 2) по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции (реакции соединения, разложения, замещения и обмена). Термохимические уравнения. Вычисления по химическим уравнениям.

Атомно-молекулярное учение. Значение работ М. В. Ломоносова в развитии химии.

Демонстрации

1. Примеры физических явлений: плавление и отвердевание парафина.
2. Пример химического явления: горение парафина.
3. Признаки химических реакций: изменение цвета (взаимодействие иодида калия с хлорной водой); образование осадка (получение сульфата бария); выделение газа (взаимодействие серной или хлороводородной кислоты с металлом); выделение света (горение лучины, магния); появление запаха (получение уксусной кислоты); выделение или поглощение теплоты (нейтрализация сильной кислоты сильным основанием, разложение гидроксида меди(II)).
4. Опыт, подтверждающий закон сохранения массы веществ.

5. Реакции соединения — горение магния или угля (экзотермические реакции), разложения гидроксида меди(II) (эндотермическая реакция); замещения — взаимодействие цинка, железа с раствором серной кислоты или сульфата меди(II); обмена — взаимодействие сульфата натрия и хлорида бария, соляной кислоты и нитрата серебра и т. д.

Лабораторный опыт 3

Физические явления (накаливание стеклянной трубки в пламени спиртовки или горелки).

Лабораторный опыт 4

Химические явления (накаливание медной проволоки или пластинки).

Лабораторный опыт 5

Типы химических реакций.

Практическая работа 3

Признаки химических реакций: 1) взаимодействие соляной кислоты с карбонатом кальция (мелом или мрамором); 2) получение гидроксида меди(II); 3) изменение окраски фенолфталеина в растворе мыла или стирального порошка; 4) взаимодействие оксида кальция с водой.

Расчетные задачи

1. Вычисления по уравнению химической реакции количества вещества или массы по известной массе или количеству вещества одного из вступающих или образующихся в реакции веществ.

Тема 5

Растворы. Электролитическая диссоциация (14 ч)

Чистые вещества и смеси веществ. Способы разделения смесей: отстаивание, фильтрование, выпаривание.

Понятие о растворах. Процесс растворения. Гидраты и кристаллогидраты. Массовая доля растворенного вещества в растворе. Значение растворов в природе, промышленности, сельском хозяйстве, быту.

Понятие об электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Механизм электролитической диссоциации электролитов с ионной и ковалентной полярной связью. Гидратация ионов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Свойства ионов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Составление уравнений диссоциации. Кислоты, основания и соли в свете представлений об электролитической диссоциации. Общие свойства растворов электролитов.

Среда водных растворов электролитов. Окраска индикаторов (лакмус, фенолфталеин, метилоранж) в воде, растворах кислот и щелочей. Понятие о водородном показателе pH.

Реакции ионного обмена и условия их протекания. Ионно-молекулярные уравнения реакций и правила их составления. Отличие сокращенного ионно-молекулярного уравнения от молекулярного уравнения реакции. Реакции обмена, протекающие практически необратимо.

Демонстрации

1. Разделение смесей веществ с помощью делительной воронки.
2. Испытание веществ и их растворов на электропроводность.
3. Плакат со схемами диссоциации электролита с ионной и ковалентной полярной связями.
4. Влияние концентрации уксусной кислоты на электропроводность ее раствора.
5. Реакции ионного обмена между растворами электролитов.
6. Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».

Лабораторный опыт 6

Гидратация сульфата меди(II).

Домашний эксперимент

Выращивание кристалла.

Лабораторный опыт 7

Окраска индикаторов в различных средах.

Лабораторный опыт 8

Реакции ионного обмена.

Лабораторный опыт 9

Условия протекания реакций ионного обмена в растворах.

Практическая работа 4

Очистка поваренной соли.

Практическая работа 5

Приготовление раствора и измерение его плотности.

Практическая работа 6

Определение pH среды.

Расчетные задачи

Решение задач с использованием физической величины «массовая доля растворенного вещества».

1. Определение массовой доли растворенного вещества в растворе.
2. Определение масс вещества и воды, необходимых для приготовления заданной массы раствора.
3. Расчеты по уравнениям реакций, протекающих в растворах.

Тема 6

Важнейшие классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства (12 ч)

Оксиды. Способы получения: взаимодействие простых веществ с кислородом, горение и разложение сложных веществ. Классификация оксидов по химическим свойствам: несолеобразующие и солеобразующие (основные, кислотные и *амфотерные*). Отношение оксидов к воде, кислотам и щелочам.

Основания. Способы получения растворимых и нерастворимых оснований. Химические свойства: отношение к индикаторам, взаимодействие с кислотами, солями, кислотными и *амфотерными* оксидами. Реакция нейтрализации. Разложение нерастворимых оснований при нагревании.

Кислоты. Способы получения бескислородных и кислородсодержащих кислот. Химические свойства: отношение к индикаторам, взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации), основными и *амфотерными* оксидами, металлами. Ряд активности металлов. Взаимодействие кислот с солями. Летучие и неустойчивые кислоты.

Амфотерные гидроксиды. Способы получения и химические свойства: взаимодействие с растворами кислот и щелочей, кислотными и основными оксидами.

Положение химических элементов в Периодической системе и кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов.

Соли. Основные способы получения и свойства. Взаимодействие солей с кислотами, щелочами, между собой, с металлами. Разложение некоторых солей при нагревании.

Генетическая связь между классами неорганических веществ. Генетические ряды металла и неметалла.

Демонстрации

1. Горение кальция (угля).
2. Разложение гидроксида меди(II).
3. Взаимодействие оксида кальция и оксида углерода(IV) или оксида серы(IV) с водой; испытание полученных растворов гидроксидов индикаторами.
4. Взаимодействие оксида кальция с соляной или азотной кислотой.
5. Взаимодействие оксида углерода(IV) с раствором гидроксида кальция.
6. Взаимодействие оксида цинка с соляной кислотой и гидроксидом натрия.
7. Получение нерастворимого основания и его взаимодействие с кислотами.
8. Нейтрализация кислоты щелочью (титрование).

9. Взаимодействие кислот с основаниями, основными и *амфотерными* оксидами, металлами и солями.
10. Ряд активности металлов.
11. *Получение гидроксида цинка и его взаимодействие с кислотой и со щелочью.*
12. Кислотно-основные свойства гидроксидов элементов третьего периода: гидроксидов магния и алюминия, гидроксида серы(VI) —серной кислоты.
13. Свойства гидроксидов элементов главной подгруппы II группы: гидроксидов бериллия, магния и кальция.
14. Взаимодействие солей между собой и с металлами.
15. Опыты, демонстрирующие генетические связи между веществами, составляющими генетические ряды металла и неметалла: горение кальция (серы) в кислороде, растворение образующегося оксида в воде и испытание полученного раствора индикатором.
16. Таблица «Положение элементов в Периодической системе и кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов».

Лабораторный опыт 10

Взаимодействие оксида магния с кислотами.

Лабораторный опыт 11

Распознавание оксидов на основании их свойств.

Лабораторный опыт 12

Реакция нейтрализации.

Лабораторный опыт 13

Обнаружение кислот и оснований.

Лабораторный опыт 14

Получение и свойства амфотерного гидроксида.

Лабораторный опыт 15

Способы получения солей.

Расчетные задачи

Решение задач по материалу темы.

9 класс.

(2 ч в неделю; всего 68 часов)

Повторение некоторых вопросов курса химии 8 класса (2 ч)

Свойства важнейших классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации.

Практическая работа 1

Решение экспериментальных задач по темам «Важнейшие классы неорганических соединений» и «Реакции ионного обмена».

Тема 1

Окислительно-восстановительные реакции (5 ч)

Определение окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Демонстрации

1. Взаимодействие соляной кислоты с цинком и оксидом кальция.
2. Горение серы (угля) и взаимодействие оксида серы(IV) с водой.

Лабораторный опыт 1

Окислительно-восстановительные реакции.

Тема 2

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — основа изучения и предсказания свойств элементов и их соединений (4 ч)

Первые попытки классификации химических элементов. Открытие Д. И. Менделеевым периодического закона. Предсказательная роль этого открытия. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете современных представлений. Периодическое изменение свойств атомов, простых и сложных веществ (оксидов, гидроксидов). Современная формулировка периодического закона. Причины периодичности свойств элементов и образованных ими веществ. Характеристика химического элемента и его соединений на основе положения элемента в Периодической системе. Значение периодического закона для развития науки и техники. Роль периодического закона в создании научной картины мира. Научный подвиг Д. И. Менделеева.

Демонстрации

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Кинофильм «Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева» (фрагмент).

Лабораторный опыт 2

Сущность явления периодичности.

Тема 3

Водород и его важнейшие соединения (7 ч)

Водород — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Положение водорода в Периодической системе. Водород — простое вещество. Молекула водорода. Нахождение в природе. Получение водорода и его физические свойства. Химические свойства (*окислительно-восстановительная двойственность*) водорода: взаимодействие с неметаллами, *активными металлами* и оксидами металлов. Водород — экологически чистое топливо. Применение водорода. Меры предосторожности при работе с водородом.

Молярный объем газа.

Относительная плотность газов.

Оксид водорода — вода. Состав, строение.

Химические свойства воды: взаимодействие с активными металлами (щелочными и щелочно-земельными) и оксидами этих металлов, с кислотными оксидами. Кислотно-основные свойства воды. Круговорот воды в природе. Вода и здоровье. Охрана водных ресурсов. Очистка воды.

Демонстрации

1. Получение водорода и ознакомление с его физическими и химическими свойствами.
2. Модель молекулы воды.
3. Очистка воды перегонкой.
4. Взаимодействие воды с натрием, оксидом фосфора(V) и оксидом кальция, испытание полученных растворов гидроксидов индикаторами.

Расчетные задачи

1. Расчеты с использованием физической величины «молярный объем газа».
2. Определение относительной плотности газов.
3. Вычисление по уравнениям химических реакций объемов газов по известной массе или количеству вещества одного из вступающих в реакцию или образующихся в результате реакции веществ

Тема 4

Галогены (5 ч)

Общая характеристика галогенов на основе положения химических элементов в Периодической системе. Сходства и различия в строении атомов элементов подгруппы.

Молекулы простых веществ и галогеноводородов. Физические и химические свойства галогенов.

Хлор — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степень окисления. Хлор — простое вещество. Нахождение в природе. Получение хлора и его физические свойства, растворимость в воде (хлорная вода), действие на организм. Химические (окислительные) свойства хлора: взаимодействие с металлами и водородом.

Применение хлора.

Хлороводород и соляная кислота: получение, свойства. Качественная реакция на хлорид-ион.

Фтор, бром, иод. Сравнительная характеристика окислительных свойств галогенов. Качественные реакции на бромид-, иодид-ионы и иод.

Применение галогенов и их соединений.

Демонстрации

1. Образцы галогенов — простых веществ.
2. Получение хлорной воды.
3. Обесцвечивание хлорной водой красящих веществ.
4. Сравнение растворимости иода в воде, водном растворе иодида калия и органических растворителях (спирте).
5. Получение хлороводорода и соляной кислоты.

Лабораторный опыт 3

Вытеснение одних галогенов другими из соединений (галогенидов).

Лабораторный опыт 4

Растворимость брома и иода в органических растворителях.

Лабораторный опыт 5

Распознавание иода.

Лабораторный опыт 6

Распознавание хлорид-, бромид-, иодид-ионов в растворах.

Практическая работа 2

Галогены.

Расчетные задачи

1. Решение задач по материалу темы.

Тема 5

Скорость химических реакций (2 ч)

Понятие о скорости химической реакции. Реакции гомогенные и гетерогенные. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа, концентрация веществ, площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ, температура и катализатор.

Необратимые и обратимые реакции. Классификация химических реакций.

Демонстрации

Опыты, показывающие зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ (взаимодействие алюминия и железа с соляной кислотой или взаимодействие цинка с уксусной и соляной кислотами), концентрации и температуры (взаимодействие цинка или оксида меди(II) с серной кислотой различной концентрации при различных температурах), катализатора (разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца(IV)).

Лабораторный опыт 7

Влияние площади поверхности твердого вещества на скорость растворения мела в соляной кислоте.

Тема 6

Подгруппа кислорода (8 ч)

Кислород — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Кислород — простое вещество. Нахождение в природе. Получение кислорода,

его физические и химические (окислительные) свойства: взаимодействие с металлами и неметаллами. Роль кислорода в природе и его применение.

Аллотропные видоизменения кислорода. Озон. Получение, свойства и применение. Действие озона на организм. Озоновый щит Земли.

Сера. Строение атома, степени окисления, аллотропия. Сера в природе. Физические и химические (окислительно-восстановительная двойственность) свойства серы: взаимодействие с металлами, водородом и кислородом.

Применение серы.

Сероводород. *Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Действие сероводорода на организм. Сероводородная кислота. Сульфиды. Качественная реакция на сульфид-ион. Применение сероводорода и сульфидов.*

Оксид серы(IV). Получение, свойства и применение. Сернистая кислота. Качественная реакция на сульфит-ион.

Оксид серы(VI). Получение и свойства.

Серная кислота, ее физические и химические свойства. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Действие концентрированной серной кислоты на организм. Сульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион. Значение серной кислоты в народном хозяйстве.

Демонстрации

1. Получение кислорода и ознакомление с его физическими и химическими свойствами.
2. Взаимодействие серы с металлами и кислородом.
3. Распознавание сульфид- и сульфит-ионов в растворе.

Лабораторный опыт 8

Качественная реакция на сульфат-ион.

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода».

Расчетные задачи

1. Решение задач по материалу темы.

Тема 7

Подгруппа азота (8 ч)

Азот — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Азот — простое вещество. Нахождение в природе, получение и физические свойства. Химические свойства (окислительно-восстановительная двойственность) азота: взаимодействие с металлами, водородом и кислородом. Применение азота.

Аммиак. Строение молекулы, получение, физические и химические свойства: горение, взаимодействие с водой, кислотами и оксидами металлов. Соли аммония, их получение и свойства. Качественная реакция на ион аммония. Применение аммиака и солей аммония.

Оксиды азота. Получение, свойства, действие на организм и окружающую среду оксидов азота(II) и (IV).

Азотная кислота, ее получение, физические и химические (окислительные) свойства: взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности после водорода. Применение. Нитраты. Качественная реакция на нитрат-ион.

Фосфор. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Аллотропия (белый, красный, *черный фосфор*). Химические свойства фосфора: взаимодействие с металлами и кислородом. Важнейшие соединения фосфора: оксид фосфора(V) и ортофосфорная кислота, фосфаты и гидрофосфаты. Качественная реакция на фосфат-ион.

Применение фосфора и его соединений.

Демонстрации

1. Растворение аммиака в воде.
2. Горение аммиака в кислороде.

3. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью.

4. Образцы азотных, калийных и фосфорных удобрений.

Лабораторный опыт 9

Качественная реакция на соли аммония.

Лабораторный опыт 10

Качественная реакция на фосфат-ион.

Практическая работа 4

Получение аммиака и изучение его свойств. Соли аммония.

Расчетные задачи

Решение задач по материалу темы.

Тема 8

Подгруппа углерода (6 ч)

Углерод — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Углерод — простое вещество. Аллотропные модификации (алмаз, графит) и их свойства. Химические свойства (окислительно-восстановительная двойственность) углерода: горение, восстановление оксидов металлов, взаимодействие с металлами и водородом. Оксиды углерода(II) и (IV), получение, свойства и применение. Действие оксида углерода(II) на организм. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты. Качественная реакция на карбонаты и гидрокарбонаты. Углерод — основа живой (органической) природы. Охрана атмосферного воздуха от загрязнений. Парниковый эффект. Круговорот углерода в природе.

Кремний — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Кремний — простое вещество. Нахождение в природе, получение и физические свойства. Химические свойства (окислительно-восстановительная двойственность) кремния: взаимодействие с неметаллами и металлами. Оксид кремния(IV) и кремниевая кислота, силикаты. Кремний — основа неживой (неорганической) природы. Применение кремния.

Понятие о силикатной промышленности (производство керамики, стекла, цемента, бетона, железобетона)

Демонстрации

1. Образцы природных соединений углерода и кремния.
2. Отношение карбонатов и гидрокарбонатов к кислотам.
3. Получение кремниевой кислоты.

Лабораторный опыт 11

Адсорбционные свойства угля.

Лабораторный опыт 12

Распознавание карбонатов.

Лабораторный опыт 13

Свойства водных растворов водородных соединений неметаллов.

Практическая работа 5

Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств. Свойства карбонатов.

Расчетные задачи

Решение задач по материалу темы.

Тема 9

Металлы и их соединения (11 ч)

Металлы и их важнейшие химические соединения (обзор) (2 ч)

Положение элементов, образующих простые вещества — металлы, в Периодической системе, особенности строения их атомов, радиусы атомов, электроотрицательность, степени окисления.

Простые вещества — металлы. Металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решетка. Характерные физические свойства металлов.

Металлы в природе. Общие способы получения металлов (пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия). Химические (восстановительные) свойства металлов. Ряд активности металлов. Отношение металлов к неметаллам, растворам солей, кислот и воде.

Алюминий (1 ч)

Строение атома алюминия. Его природные соединения, получение, физические и химические свойства. Взаимодействие с неметаллами, оксидами металлов, растворами кислот и щелочей, водой. *Соединения алюминия, амфотерность его оксида и гидроксида.* Качественная реакция на ион алюминия. Применение алюминия и его соединений.

Магний и кальций (2 ч)

Общая характеристика химических элементов главной подгруппы II группы.

Строение атомов магния и кальция. Магний и кальций в природе, способы их получения, физические и химические свойства.

Важнейшие соединения магния и кальция (оксиды, гидроксиды и соли), их свойства и применение. Качественная реакция на ион кальция. Биологическая роль и применение соединений магния и кальция. Жесткость воды и способы ее устранения. Превращения карбонатов в природе.

Щелочные металлы (1 ч)

Общая характеристика химических элементов главной подгруппы I группы.

Строение атомов щелочных металлов. Распространение щелочных металлов в природе и способы их получения. Физические и химические свойства простых веществ и важнейших соединений (оксидов, гидроксидов, солей). Биологическая роль и применение соединений натрия и калия. Калийные удобрения.

Железо (5 ч)

Особенности строения атома железа, степени окисления. Природные соединения железа, его получение, физические и химические свойства. Оксиды, *гидроксиды и соли железа(II) и (III)*. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Сплавы железа — чугуны, сталь. Значение железа и его соединений в жизненных процессах и в народном хозяйстве.

Демонстрации

1. Образцы минералов, металлов и сплавов.
2. Опыты, показывающие восстановительные свойства металлов.
3. Взаимодействие натрия и кальция с водой.
4. Окрашивание пламени ионами натрия, калия и кальция.
5. Получение и исследование свойств гидроксидов железа(II) и (III).

Лабораторный опыт 14

Жесткость воды и ее устранение.

Лабораторный опыт 15

Качественные реакции на ионы железа.

Практическая работа 6

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения».

Расчетные задачи

1. Решение задач по материалу темы.

Тема 10

Органические соединения (10 ч)

Взаимосвязь неорганических и органических веществ. Особенности органических веществ.

Предельные углеводороды — алканы. Общая характеристика предельных углеводородов. Нахождение в природе, физические и химические свойства: горение, реакция замещения (на примере метана). Применение алканов.

Непредельные углеводороды — алкены. Состав и физические свойства алкенов. Химические свойства: горение, реакции присоединения водорода, галогенов и

полимеризации (на примере этилена). *Представление о полимерах*. Применение этилена в быту и народном хозяйстве.

Природные источники углеводородов. Природные и попутные нефтяные газы, их состав и использование. Нефть. Каменный уголь.

Функциональные группы (гидроксильная, карбоксильная группы, аминогруппа).

Спирты. Общая характеристика спиртов. Метиловый и этиловый спирты. Химические свойства спиртов: горение, взаимодействие с кислотами. Действие спиртов на организм. Трехатомный спирт глицерин. Применение спиртов.

Карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства и применение. Реакция этерификации. Понятие о сложных эфирах.

Жиры — сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот. Физические свойства, применение и биологическая роль жиров.

Понятие об углеводах. Глюкоза, сахароза, крахмал, целлюлоза, их нахождение в природе и биологическая роль.

Азотсодержащие соединения. Понятие об аминокислотах. Белки, их биологическая роль. Качественные реакции на белки.

Демонстрации

1. Отношение углеводородов к кислороду и бромной воде.
2. Образцы полимеров.
3. Горение спирта.
4. Образцы жиров и углеводов.

Лабораторный опыт 16

Свойства уксусной кислоты.

Лабораторный опыт 17

Качественная реакция на белки.

Расчетные задачи

Решение задач по материалу темы.

5. Тематическое планирование

8 класс.

№ п/п	Разделы, темы	Рабочая программа
	Введение.	5
1.	Строение атома. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.	8
2.	Химическая связь. Строение вещества.	13
3.	Классификация сложных неорганических веществ.	7
4.	Химические реакции.	8
5.	Растворы. Электролитическая диссоциация.	15
6.	Важнейшие классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства.	12
	ИТОГО	68

9 класс.

№ п/п	Разделы, темы	Рабочая программа
	Повторение некоторых вопросов курса химии 8	2

	класса.	
1.	Окислительно – восстановительные реакции.	5
2.	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева – основа изучения и предсказания свойств элементов и их соединений.	4
3.	Водород и его важнейшие соединения.	7
4.	Галогены.	5
5.	Скорость химических реакций и их классификация.	2
6.	Подгруппа кислорода.	8
7.	Подгруппа азота.	8
8.	Подгруппа углерода.	6
9.	Металлы и их соединения.	11
10.	Органические соединения.	10
	ИТОГО	68

6. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА

1. Печатные пособия:

№	Название	Обозначение
1	И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская – Учебник «Химия» 8 класс для общеобразовательных учреждений; М., «Русское слово» 2009г.	ПП 1
2	И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская – Учебник «Химия» 9 класс для общеобразовательных учреждений; М., «Русское слово» 2009г.	ПП 2
3	И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская Текущий и итоговый контроль по курсу «Химия. 8 класс» М., ООО «Русское слово - учебник», 2013г.	ПП 3
4	И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская Текущий и итоговый контроль по курсу «Химия. 9 класс» М., ООО «Русское слово - учебник», 2013г.	ПП 4

2. Технические средства обучения (средства ИКТ):

№	Название	Обозначение
1	Компьютер	ТСО1
2	Документ-камера	ТСО2
3	Интерактивная доска	ТСО3
4	Мультимедийный проектор	ТСО4

3. Цифровые и электронные образовательные ресурсы:

№	Название	Обозначение
<u>1</u>	Диск «Периодическая система Д.И. Менделеева»	<u>ЦЭО 1</u>
<u>2</u>	Библиотека электронных наглядных пособий «Химия. 8-11 класс».	<u>ЦЭО8</u>

<u>3</u>	Виртуальная школа Кирилла и Мефодия «Уроки химии. 8-9 классы»	<u>ЦЭО9</u>
----------	---	-------------

4. Учебно-практическое и учебно-лабораторное оборудование:

<u>№</u>	<u>Название</u>	<u>Обозначение</u>
<u>1</u>	Минилаборатория	<u>УПО1</u>

5. Демонстрационные пособия, таблицы.

<u>№</u>	<u>Название таблицы</u>
1.	<i>Серия таблиц по органической химии.</i>
1	Классификация неорганических веществ
2	Химические реакции
3	Зависимость силы кислот и оснований от заряда и радиуса иона обр. их х/эл
4	Качественные х/р на катионы
5	Качественные х/р на анионы
6	Гибридизация атомных орбиталей
7	Схемы образования и хар-ка х/св. в молекулах некоторых У.В.
8	Схемы образования и хар-ка х/св. в молекулах некоторых У.В.
9	Классификация орг. соед. по структуре У.В. скелета
10	Ф.г. и соответ. Им классы органических соединений
11	Галогенирование алканов
12	Геометрическая изомерия
13	Важнейшие х/р алкенов
14	Качественные реакции органических соединений
15	Качественные х/р орг. соед.
2.	<i>Портреты</i>
16	Авагардо А.
17	Бутлеров А.М.
18	Зелинский Н.Д.
19	Лавуазье А.Л.
20	Менделеев Д.И.
21	Шателье А.Л.
22	Ломоносов М.В.
23	Зинин Н.Н.
24	Дальтон Д.
25	Бекетов Н.Н.
3.	<i>Серия таблиц по химическим производствам:</i>
26	Химическое производство серной кислоты
27	Производство аммиака
28	Производство азотной кислоты
29	Химия доменного процесса
30	Выплавка стали и электр. лучевой печи.
4.	<i>Таблицы. Химия. Номенклатура.</i>
31	Бинарные соединения
32	Номенклатура солей
33	Номенклатура органических соединений
34	Предельные У.В.
35	Непредельные У.В.
36	Функциональные производные. У.В.

5.	<i>Таблицы строения вещества:</i>
37	Строение атома
38	Электронная орбиталь
39	Модели атомов некоторых х/эл.
40	Кристаллы
41	Химическая связь
42	Валентность
43	Степень окисления
44	Изомерия, часть 1
45	Изомерия, часть 2

6.	<i>Таблицы по неорганической и органической химии:</i>
46	Валентность.
47	Строение атома. Изотопы.
48	Электронные конфигурации атомов.
49	Образование ковалентной и ионной химических связей.
50	Типы кристаллических решеток
51	Окислительно-восстановительные реакции.
52	Реакции обмена в водных растворах.
53	Важнейшие кислоты и их соли.
54	Классификация оксидов.
55	Классификация солей.
56	Генетическая связь неорганических веществ.
57	Кислотность среды.
58	Электролитическая диссоциация.
59	Скорость химических реакций.
60	Химическое равновесие.
61	Классификация органических соединений.
62	Изометрия.
63	Гомология.
64	Нефть - источник углеводородов.
65	Белки.

6. **Натуральный фонд**

<u>№</u>	<u>Название</u>	<u>Обозначение</u>
Реактивы		
<u>1</u>	Набор № 1 ОС "Кислоты" Кислота серная 2,800 кг. Кислота соляная 1,000 кг.	<u>НФ1</u>
<u>2</u>	Набор № 2 ОС "Кислоты" Кислота азотная 0,300 кг. Кислота ортофосфорная 0,050 кг.	<u>НФ2</u>
<u>3</u>	Набор № 4 ОС "Оксиды металлов" Алюминия оксид 0,100 кг. Бария оксид 0,100 кг. Железа (III) оксид 0,050 кг. Кальция оксид 0,100 кг. Магния оксид 0,100 кг.	<u>НФ4</u>

	Меди (II) оксид (гранулы) 0,200 кг. Меди (II) оксид (порошок) 0,100 кг. Цинка оксид 0,100 кг.	
<u>4</u>	Набор № 6 ОС "Щелочные и щелочно-земельные металлы" Кальций 10 ампул Литий 5 ампул Натрий 20 ампул	<u>НФ6</u>
<u>5</u>	Набор № 7 ОС "Огнеопасные вещества" Сера (порошок) 0,050 кг. Фосфор красный 0,050 кг. Фосфора (У) оксид 0,050 кг.	<u>НФ7</u>
<u>6</u>	Набор № 9 ОС "Галогениды" Алюминия хлорид 0,050 кг. Аммония хлорид 0,100 кг. Бария хлорид 0,100 кг. Железа (III) хлорид 0,100 кг. Калия йодид 0,100 кг. Калия хлорид 0,050 кг. Кальция хлорид 0,100 кг. Лития хлорид 0,050 кг. Магния хлорид 0,100 кг. Меди (II) хлорид 0,100 кг. Натрия бромид 0,100 кг. Натрия фторид 0,050 кг. Натрия хлорид 0,100 кг. Цинка хлорид 0,050 кг.	<u>НФ9</u>
<u>7</u>	Набор № 10 ОС "Сульфаты. Сульфиты. Сульфиды" Алюминия сульфат 0,100 кг. Аммония сульфат 0,100 кг. Железа (II) сульфид 0,050 кг. Железа (II) сульфат 0,100 кг. 7-ми водный Калия сульфат 0,050 кг. Кобальта (II) сульфат 0,050 кг. Магния сульфат 0,050 кг. Меди (II) сульфат безводный 0,050 кг. Меди (II) сульфат 5-ти водный 0,100 кг. Натрия сульфид 0,050 кг. Натрия сульфит 0,050 кг. Натрия сульфат 0,050 кг. Натрия гидросульфат 0,050 кг. Никеля сульфат 0,050 кг. Цинка сульфат 0,100 кг.	<u>НФ10</u>
<u>8</u>	Набор № 14 ОС "Соединения марганца" Калия перманганат 0,100 кг.	<u>НФ14</u>

	(калий марганцевокислый) Марганца (IV) оксид 0,050 кг. Марганца (II) сульфат 0,050 кг. Марганца хлорид 0,050 кг.	
<u>9</u>	Набор № 15 ОС "Соединения хрома" Аммония дихромат 0,200 кг. Калия дихромат 0,050 кг. Калия хромат 0,050 кг. Хрома (III) хлорид 6-ти водный 0,050 кг.	<u>НФ15</u>
<u>10</u>	Набор № 16 ОС "Нитраты" Алюминия нитрат 0,050 кг. Аммония нитрат 0,050 кг. Калия нитрат 0,050 кг. Кальция нитрат 0,050 кг. Меди (II) нитрат 0,050 кг. Натрия нитрат 0,050 кг. Серебра нитрат 0,020 кг.	<u>НФ16</u>
<u>11</u>	Набор № 17 ОС "Индикаторы" Лакмоид 0,020 кг. Метиловый оранжевый 0,020 кг. Фенолфталеин 0,020 кг.	<u>НФ17</u>
<u>12</u>	Набор № 18 О "Минеральные удобрения" Аммофос 0,250 кг. Карбамид 0,250 кг. Натриевая селитра 0,250 кг. Кальциевая селитра 0,250 кг. Калийная соль 0,250 кг.	<u>НФ18</u>
<u>13</u>	Набор № 24 ОС "Материалы" Активированный уголь 0,100 кг. Вазелин 0,050 кг. Кальция карбид 0,200 кг. Кальция карбонат (мрамор) 0,500 кг. Парафин 0,200 кг.	<u>НФ24</u>

СОГЛАСОВАНО
 Протокол заседания
 методического объединения
 учителей естественно – научных
 дисциплин МБОУ СОШ № 6
 от 24 августа 2015 г. № 1
 _____ Тер – Ионесянц В.В.

СОГЛАСОВАНО
 Заместитель директора по УВР
 _____ Мирзоян А.В.
 25 августа 2015 г.

