**Муниципальное автономное общеобразовательное учреждение**

**«Образовательный центр № 36»**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Рассмотрено:** на заседании МО протокол № 1от 28. 08. 2019 г. | **Принято:**Педагогическим советомпротокол № 1от 29. 08. 2019 г. | **Утверждено:**Приказом директора МАОУ «Образовательный центр № 36» № 214 от 31.08.2019 г.  |

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**

**по химии**

(указать предмет, курс, модуль)

**Уровень образования - основное общее образование**

**Классы – 8-9 класс**

**Количество часов за нормативный срок освоения предмета – 136**

**Учитель - Аршинова Татьяна Владимировна**

Программа разработана на основе ПРОГРАММЫ ОСНОВНОГО ОБЩЕГО ОБРАЗОВАНИЯ ПО ХИМИИ. 8-9 КЛАССЫ. Авторы О. С. Габриелян, А. В. Купцова

**Планируемые результаты изучения учебного предмета**

Планируемые результаты обучения за курс 8-9 класса:

Выпускник научится:

• описывать свойства твёрдых, жидких, газообразных веществ, выделяя их существенные признаки;

• характеризовать вещества по составу, строению и свойствам, устанавливать причинно-следственные связи между данными характеристиками вещества;

• раскрывать смысл основных химических понятий «атом», «молекула», «химический элемент», «простое вещество», «сложное вещество», «валентность», используя знаковую систему химии;

• изображать состав простейших веществ с помощью химических формул и сущность химических реакций с помощью химических уравнений;

• вычислять относительную молекулярную и молярную массы веществ, а также массовую долю химического элемента в соединениях для оценки их практической значимости;

• сравнивать по составу оксиды, основания, кислоты, соли;

• классифицировать оксиды и основания по свойствам, кислоты и соли по составу;

• пользоваться лабораторным оборудованием и химической посудой;

• проводить несложные химические опыты и наблюдения за изменениями свойств веществ в процессе их превращений; соблюдать правила техники безопасности при проведении наблюдений и опытов;

• различать экспериментально кислоты и щёлочи, пользуясь индикаторами; осознавать необходимость соблюдения мер безопасности при обращении с кислотами и щелочами.

• раскрывать смысл периодического закона Д. И. Менделеева;

• описывать и характеризовать табличную форму периодической системы химических элементов;

• характеризовать состав атомных ядер и распределение числа электронов по электронным слоям атомов химических элементов малых периодов периодической системы, а также калия и кальция;

• различать виды химической связи: ионную, ковалентную полярную, ковалентную неполярную и металлическую;

• изображать электронно-ионные формулы веществ, образованных химическими связями разного вида;

• выявлять зависимость свойств веществ от строения их кристаллических решёток: ионных, атомных, молекулярных, металлических;

• характеризовать химические элементы и их соединения на основе положения элементов в периодической системе и особенностей строения их атомов;

• характеризовать научное и мировоззренческое значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева;

• объяснять суть химических процессов и их принципиальное отличие от физических;

• называть признаки и условия протекания химических реакций;

• устанавливать принадлежность химической реакции к определённому типу по одному из классификационных признаков: 1) по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции (реакции соединения, разложения, замещения и обмена); 2) по выделению или поглощению теплоты (реакции экзотермические и эндотермические); 3) по изменению степеней окисления химических элементов (реакции окислительно-восстановительные); 4) по обратимости процесса (реакции обратимые и необратимые);

• составлять уравнения электролитической диссоциации кислот, щелочей, солей; полные и сокращённые ионные уравнения реакций обмена; уравнения окислительно-восстановительных реакций;

• прогнозировать продукты химических реакций по формулам/названиям исходных веществ; определять исходные вещества по формулам/названиям продуктов реакции;

• составлять уравнения реакций, соответствующих последовательности («цепочке») превращений неорганических веществ различных классов;

• выявлять в процессе эксперимента признаки, свидетельствующие о протекании химической реакции;

• приготовлять растворы с определённой массовой долей растворённого вещества;

• определять характер среды водных растворов кислот и щелочей по изменению окраски индикаторов;

• проводить качественные реакции, подтверждающие наличие в водных растворах веществ отдельных ионов

• определять принадлежность неорганических веществ к одному из изученных классов/групп: металлы и неметаллы, оксиды, основания, кислоты, соли;

• составлять формулы веществ по их названиям;

• определять валентность и степень окисления элементов в веществах;

• составлять формулы неорганических соединений по валентностям и степеням окисления элементов, а также зарядам ионов, указанным в таблице растворимости кислот, оснований и солей;

• объяснять закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ (металлов и неметаллов) и их высших оксидов, образованных элементами второго и третьего периодов;

• называть общие химические свойства, характерные для групп оксидов: кислотных, оснóвных;

• называть общие химические свойства, характерные для каждого из классов неорганических веществ: кислот, оснований, солей;

• приводить примеры реакций, подтверждающих химические свойства неорганических веществ: оксидов, кислот, оснований и солей;

• определять вещество-окислитель и вещество-восстановитель в окислительно-восстановительных реакциях;

• составлять окислительно-восстановительный баланс (для изученных реакций) по предложенным схемам реакций;

• проводить лабораторные опыты, подтверждающие химические свойства основных классов неорганических веществ;

*Выпускник получит возможность научиться:*

*• грамотно обращаться с веществами в повседневной жизни;*

*• осознавать необходимость соблюдения правил экологически безопасного поведения в окружающей природной среде;*

*• понимать смысл и необходимость соблюдения предписаний, предлагаемых в инструкциях по использованию лекарств, средств бытовой химии и др.;*

*• использовать приобретённые ключевые компетентности при выполнении исследовательских проектов по изучению свойств, способов получения и распознавания веществ;*

*• развивать коммуникативную компетентность, используя средства устной и письменной коммуникации при работе с текстами учебника и дополнительной литературой, справочными таблицами, проявлять готовность к уважению иной точки зрения при обсуждении результатов выполненной работы;*

*• объективно оценивать информацию о веществах и химических процессах, критически относиться к псевдонаучной информации, недобросовестной рекламе, касающейся использования различных веществ.*

*• осознавать значение теоретических знаний для практической деятельности человека;*

*• описывать изученные объекты как системы, применяя логику системного анализа;*

*• применять знания о закономерностях периодической системы химических элементов для объяснения и предвидения свойств конкретных веществ;*

*• развивать информационную компетентность посредством углубления знаний об истории становления химической науки, её основных понятий, периодического закона как одного из важнейших законов природы, а также о современных достижениях науки и техники.*

*• составлять молекулярные и полные ионные уравнения по сокращённым ионным уравнениям;*

*• приводить примеры реакций, подтверждающих существование взаимосвязи между основными классами неорганических веществ;*

*• прогнозировать результаты воздействия различных факторов на изменение скорости химической реакции;*

*• прогнозировать результаты воздействия различных факторов на смещение химического равновесия.*

*• прогнозировать химические свойства веществ на основе их состава и строения;*

*• прогнозировать способность вещества проявлять окислительные или восстановительные свойства с учётом степеней окисления элементов, входящих в его состав;*

*• выявлять существование генетической взаимосвязи между веществами в ряду: простое вещество — оксид — гидроксид — соль;*

*• организовывать, проводить ученические проекты по исследованию свойств веществ, имеющих важное практическое значение.*

**Содержание учебного предмета**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Класс** | **Количество часов****по программе** | **Из них – п/р** | **Из них – к/р** |
| 8 класс | 68 часов (2 ч в неделю) | 8 | 4 |
| 9 класс | 68 часов (2 ч в неделю) | 4 | 3 |

**8 КЛАСС**

**Введение** (6 ч)

Предмет химии. Методы познания в химии: наблюдение, эксперимент, моделирование. Источники химической информации, ее получение, анализ и представление его результатов. Понятие о химическом элементе и формах его существования: свободных атомах, простых и сложных веществах. Превращения веществ. Отличие химических реакций от физических явлений. Роль химии в жизни человека. Краткие сведения из истории возникновения и развития химии. Роль отечественных ученых в становлении химической науки — работы М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева. *Химическая промышленность в Вологодской области.* Химическая символика. Знаки химических элементов и происхождение их названий. Химические формулы. Индексы и коэффициенты. Относительные атомная и молекулярная массы. Проведение расчетов массовой доли химического элемента в веществе на основе его формулы. *Вывод формул неорганических веществ на основании массовых долей элементов.* Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, ее структура: малые и большие периоды, группы и подгруппы. Периодическая система как справочное пособие для получения сведений о химических элементах.

**Демонстрации.** 1 Коллекция стеклянной химической посуды. 2. Коллекция материалов и изделий из них на основе алюминия. 3. Взаимодействие мрамора с кислотой и помутнение известковой воды.

**Лабораторные опыты.** 1. Сравнение свойств твердых кристаллических веществ и растворов. 2. Сравнение скорости испарения воды, одеколона и этилового спирта с фильтровальной бумаги.

**Практические работы.** 1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами.

**Тема 1. Атомы химических элементов** (10 часов)

Атомы как форма существования химических элементов. Основные сведения о строении атомов. Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны. Относительная атомная масса. Взаимосвязь понятий «протон», «нейтрон», «относительная атомная масса». Изменение числа протонов в ядре атома — образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре атома — образование изотопов. Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидности атомов одного химического элемента. *Применение радиоактивных изотопов.* Электроны. Строение электронных уровней атомов химических элементов малых периодов. Понятие о завершенном электронном уровне. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атомов — физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода. Изменение числа электронов на внешнем электронном уровне атома химического элемента — образование положительных и отрицательных ионов. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Причины изменения металлических и неметаллических свойств в периодах и группах. Образование бинарных соединений. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионной связи. Взаимодействие атомов элементов неметаллов между собой — образование двухатомных молекул простых веществ.

Ковалентная неполярная химическая связь. Электронные и структурные формулы.

Взаимодействие атомов неметаллов между собой — образование бинарных соединений неметаллов. Электроотрицательность. Ковалентная полярная связь. Понятие о валентности как свойстве атомов образовывать ковалентные химические связи. Составление формул бинарных соединений по валентности. Нахождение валентности по формуле бинарного соединения. Взаимодействие атомов металлов между собой — образование металлических кристаллов. Понятие о металлической связи.

**Демонстрации.** Модели атомов химических элементов. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (различные формы).

**Тема 2. Простые вещества** (6 часов)

Положение металлов и неметаллов в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Важнейшие простые вещества — металлы (железо, алюминий, кальций, магний, натрий, калий). Общие физические свойства металлов. *Охрана окружающей среды от загрязнений тяжелыми металлами.* Важнейшие простые вещества неметаллы, образованные атомами кислорода, водорода, азота, серы, фосфора, углерода. Молекулы простых веществ-неметаллов — водорода, кислорода, азота, галогенов. Относительная молекулярная масса. Способность атомов химических элементов к образованию нескольких простых веществ — аллотропия. Аллотропные модификации кислорода, фосфора, олова. Металлические и неметаллические свойства простых веществ. Относительность этого понятия. Число Авогадро. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярный объем газообразных веществ. Кратные единицы

измерения количества вещества — миллимоль и киломоль, миллимолярная и киломолярная массы вещества, миллимолярный и киломолярный объемы газообразных веществ. Расчеты с использованием понятий «количество вещества»,

«молярная масса», «молярный объем газов», «число Авогадро».

**Демонстрации.** Образцы белого и красного фосфора. Некоторые металлы и неметаллы с количеством вещества 1 моль. Молярный объем газообразных веществ.

**Лабораторные опыты. 3**. Ознакомление с коллекцией металлов. 4. Ознакомление с коллекцией неметаллов.

**Тема 3. Соединения химических элементов (12 ч)**

Степень окисления. Сравнение степени окисления и валентности. Определение степени окисления элементов в бинарных соединениях. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названий. *Понятие о тривиальной номенклатуре веществ.*

Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, хлориды, сульфиды и пр. Составление их формул. Бинарные соединения неметаллов: оксиды, летучие водородные соединения, их состав и названия. Представители оксидов: вода, углекислый газ, негашеная известь. Представители летучих водородных соединений: хлороводород и аммиак. Основания, их состав и названия. *Тривиальные названия некоторых оснований.* Растворимость оснований в воде. Представители щелочей: гидроксиды натрия, калия и кальция. Понятие об индикаторах и качественных реакциях. *Примеры индикаторов из природных веществ.* Кислоты, их состав и названия. *Тривиальные названия некоторых кислот.* Классификация кислот. Представители кислот: серная, соляная, азотная. Понятие о шкале кислотности (шкала pH). Изменение окраски индикаторов. Соли как производные кислот и оснований, их состав и названия. *Тривиальные названия некоторых солей.* Растворимость солей в воде. Представители солей: хлорид натрия, карбонат и фосфат кальция. Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток. Чистые вещества и смеси. Примеры жидких, твердых и газообразных смесей. Свойства чистых веществ и смесей. Их состав. Массовая и объемная доли компонента смеси. Расчеты, связанные с использованием понятия «доля».

**Демонстрации.** Образцы оксидов, кислот, оснований и солей. Модели кристаллических решеток хлорида натрия, алмаза, оксида углерода (IV). Кислотно-щелочные индикаторы, изменение их окраски в различных средах. Универсальный индикатор и изменение его окраски в различных средах. Шкала pH.

**Лабораторные опыты**. 5. Ознакомление с коллекцией оксидов. 6. Ознакомление со свойствами аммиака. 7. Качественная реакция на углекислый газ. 8. Определение pH растворов кислоты, щелочи и воды. 9. Определение pH лимонного и яблочного соков на срезе плодов. 10. Ознакомление с коллекцией солей. 11. Ознакомление с коллекцией веществ с разным типом кристаллической решетки. Изготовление моделей кристаллических решеток. 12. Ознакомление с образцом горной породы.

**Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (12 ч)**

Понятие явлений, связанных с изменениями, происходящими с веществом. Явления, связанные с изменением кристаллического строения вещества при постоянном его составе, — физические явления. Физические явления в химии: дистилляция, кристаллизация, выпаривание и возгонка веществ, фильтрование и центрифугирование. Явления, связанные с изменением состава вещества, — химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций. Выделение теплоты и света — реакции горения. Понятие об экзо- и эндотермических реакциях. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций. Расчеты по химическим уравнениям. Решение задач на нахождение количества, массы или объема продукта реакции по количеству, массе или объему исходного вещества. Расчеты с использованием понятия «доля», когда исходное вещество дано в виде раствора с заданной массовой долей растворенного вещества или содержит определенную долю примесей. Реакции разложения. Представление о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты. Реакции соединения. Каталитические и некаталитические реакции, обратимые и необратимые реакции. Реакции замещения. Ряд активности металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и кислотами, реакций вытеснения одних металлов из растворов их солей другими металлами. Реакции обмена. Реакции нейтрализации. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца. Типы химических реакций на примере свойств воды. Реакция разложения — электролиз воды. Реакции соединения — взаимодействие воды с оксидами металлов и неметаллов. Условие взаимодействия оксидов металлов и неметаллов с водой. Понятие «гидроксиды». Реакции замещения – взаимодействие воды с металлами. Реакции обмена – гидролиз веществ.

**Демонстрации.** Примеры физических явлений: а) плавление парафина; б) возгонка иода или бензойной кислоты; в) растворение окрашенных солей; г) диффузия душистых веществ с горящей лампочки накаливания. Примеры химических явлений:

а) горение магния, фосфора; б) взаимодействие соляной кислоты с мрамором или мелом; в) получение гидроксида меди (II); г) растворение полученного гидроксида в кислотах; д) взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой при нагревании; е) разложение перманганата калия; ж) разложение пероксида водорода с помощью диоксида марганца и каталазы картофеля или моркови; з) взаимодействие разбавленных кислот с металлами.

**Лабораторные опыты.** 13. Прокаливание меди в пламени спиртовки. 14. Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом.

**Практические работы.** 1. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание (домашний эксперимент). 2. Анализ почвы и воды (домашний эксперимент). 3. Признаки химических реакций. 4. Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе.

**Тема 5. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (22 ч)**

Растворение как физико-химический процесс. Понятие о гидратах и кристаллогидратах. Растворимость. Кривые растворимости как модель зависимости растворимости твердых веществ от температуры. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Значение растворов для природы и сельского хозяйства. *Предпосылки возникновения теории электролитической диссоциации. Идеи С. Аррениуса, Д.И. Менделеева, И.А. Каблукова и других ученых.*  Понятие об электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциаций электролитов с различным характером связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Ионные уравнения реакций. Реакции обмена, идущие до конца. Классификация ионов и их свойства. Кислоты, их классификация. Диссоциация кислот и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Молекулярные и ионные уравнения реакций. Взаимодействие кислот с металлами. Электрохимический ряд напряжений металлов. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. Взаимодействие кислот с основаниями — реакция нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот. Основания, их классификация. Диссоциация оснований и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие оснований с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств оснований. Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов. Соли, их диссоциация и свойства в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие солей с металлами, особенности этих реакций. Взаимодействие солей с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств солей. Обобщение сведений об оксидах, их классификации и свойствах. Генетические ряды металла и неметалла. Генетическая связь между классами неорганических веществ. Окислительно-восстановительные реакции. Определение степеней окисления для элементов, образующих вещества разных классов. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель, окисление и восстановление. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Свойства простых веществ — металлов и неметаллов, кислот и солей в свете окислительно-восстановительных реакций.

**Демонстрации**. Испытание веществ и их растворов на электропроводность. Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации. Движение окрашенных ионов в электрическом поле. Взаимодействие цинка с серой, соляной кислотой, хлоридом меди (II). Горение магния. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды.

**Лабораторные опыты.** 15. Взаимодействие растворов хлорида натрия и нитрата серебра. 16. Получение нерастворимого гидроксида и взаимодействие его с кислотами. 17. Взаимодействие кислот с основаниями. 18. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. 19. Взаимодействие кислот с металлами. 20. Взаимодействие кислот с солями. 21. Взаимодействие щелочей с кислотами. 22. Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов. 23. Взаимодействие щелочей с солями. 24. Получение и свойства нерастворимых оснований. 25. Взаимодействие основных оксидов с кислотами. 26. Взаимодействие основных оксидов с водой. 27. Взаимодействие кислотных оксидов с щелочами. 28. Взаимодействие кислотных оксидов с водой. 29. Взаимодействие солей с кислотами. 30. Взаимодействие солей с щелочами. 31. Взаимодействие солей с солями. 32. Взаимодействие растворов солей с металлами.

**Практические работы.** 1. Ионные реакции. Условия течения химических реакций между растворами электролитов до конца. 2. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей. 3. Решение экспериментальных задач.

**9 КЛАСС**

**Введение. Общая характеристика химических элементов и химических реакций. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева** (6 ч)

Характеристика элемента по его положению в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Свойства оксидов, кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации и окисления-восстановления. Понятие о переходных элементах. Амфотерность. Генетический ряд переходного элемента. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Химическая организация живой и неживой природы. Химический состав ядра, мантии и земной коры. Химические элементы в клетках живых организмов. Макро и микроэлементы. Обобщение сведений о химических реакциях. Классификация химических реакций по различным признакам: «число и состав реагирующих и образующихся веществ», «тепловой эффект», «направление», «изменение степеней окисления элементов, образующих реагирующие вещества», «фаза», «использование катализатора». Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Катализаторы и катализ. Ингибиторы. Антиоксиданты.

**Демонстрации.** Различные формы таблицы Д. И. Менделеева. Модели атомов элементов 1-3го периодов. Модель строения земного шара (поперечный разрез). Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ («кипящий слой»). Зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ. Гомогенный и гетерогенный катализы. Ферментативный катализ. Ингибирование.

**Лабораторные опыты**. 1. Получение гидроксида цинка и исследование его свойств. 2. Моделирование построения Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. 3. Замещение железом меди в растворе сульфата меди (II). 4. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ на примере взаимодействия кислот с металлами. 5. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ на примере взаимодействия цинка с соляной кислотой различной концентрации. 6. Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ. 7. Моделирование «кипящего слоя». 8. Зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ на примере взаимодействия оксида меди (II) с раствором серной кислоты различной температуры. 9. Разложение пероксида водорода с помощью оксида марганца (IV) и каталазы. 10. Обнаружение каталазы в некоторых пищевых продуктах. 11. Ингибирование взаимодействия кислот с металлами уротропином.

**Тема 1. Металлы (16 ч)**

Положение металлов в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь. Общие физические свойства металлов. Сплавы, их свойства и значение. *Основная продукция Череповецкого металлургического комбината.* Химические свойства металлов как восстановителей, а также в свете их положения в электрохимическом ряду напряжений металлов. Коррозия металлов и способы борьбы с ней. Металлы в природе. Общие способы их получения. Общая характеристика щелочных металлов. Металлы в природе. Общие способы их получения. *Экологические проблемы, связанные с черной металлургией.* Строение атомов. Щелочные металлы — простые вещества. Важнейшие соединения щелочных металлов — оксиды, гидроксиды и соли (хлориды, карбонаты, сульфаты, нитраты), их свойства и применение в народном хозяйстве. Калийные удобрения. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы. Строение атомов. Щелочноземельные металлы - простые вещества. Важнейшие соединения щелочноземельных металлов - оксиды, гидроксиды и соли (хлориды, карбонаты, нитраты, сульфаты, фосфаты), их свойства и применение в народном хозяйстве. Алюминий. Строение атома, физические и химические свойства простого вещества. Соединения алюминия - оксид и гидроксид, их амфотерный характер. Важнейшие соли алюминия. Применение алюминия и его соединений. Железо. Строение атома, физические и химические свойства простого вещества. Генетические ряды Fe2+ и Fe3+. Важнейшие соли железа. Значение железа и его соединений для природы и народного хозяйства.

**Демонстрации.** Образцы щелочных и щелочноземельных металлов. Образцы сплавов. Взаимодействие натрия, лития и кальция с водой. Взаимодействие натрия и магния с кислородом. Взаимодействие металлов с неметаллами. Получение гидроксидов железа (II) и (III).

**Лабораторные опыты.** 12. Взаимодействие растворов кислот и солей с металлами. 13. Ознакомление с рудами железа. 14. Окрашивание пламени солями щелочных металлов. 15. Взаимодействие кальция с водой. 16. Получение гидроксида кальция и исследование его свойств. 17. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств. 18. Взаимодействие железа с соляной кислотой. 19. Получение гидроксидов железа (II) и (III) и изучение их свойств. Предметные результаты обучения

**Тема 2. Практикум 1. Свойства металлов и их соединений (1 ч)**

П/р №1 «Решение экспериментальных задач на распознавание и получение соединений металлов»

**Тема 3. Неметаллы (32 ч)**

Общая характеристика неметаллов: положение в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, особенности строения атомов, электроотрицательность (ЭО) как мера «неметалличности», ряд ЭО. Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл» и «неметалл». Водород. Положение водорода в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома и молекулы. Физические и химические свойства водорода, его получение и применение. *Водород – экологически чистое топливо и перспективы его использования.* Вода. Строение молекулы. Водородная химическая связь. Физические свойства воды. Аномалии свойств воды. Гидрофильные и гидрофобные вещества. Химические свойства воды. Круговорот воды в природе. Водоочистка. Аэрация воды. Бытовые фильтры. Минеральные воды. Дистиллированная вода, ее получение и применение. Общая характеристика галогенов. Строение атомов. Простые вещества и основные соединения галогенов, их свойства. Краткие сведения о хлоре, броме, фторе и иоде. Применение галогенов и их соединений в народном хозяйстве. Сера. Строение атома, аллотропия, свойства и применение ромбической серы. Оксиды серы (IV) и (VI), их получение, свойства и применение. Серная кислота и ее соли, их применение в народном хозяйстве. Производство серной кислоты. *Экологические проблемы, связанные с кислородсодержащими соединениями серы.* Азот. Строение атома и молекулы, свойства простого вещества. Аммиак, строение, свойства, получение и применение. *Производство аммиака на заводе «Азот» в г. Черепоыец.* Соли аммония, их свойства и применение. Оксиды азота (II) и (IV). Азотная кислота, ее свойства и применение. Нитраты и нитриты, проблема их содержания в сельскохозяйственной продукции. Азотные удобрения. *Технология производства аммиачной селитры на череповецком заводе «Азот».* Фосфор. Строение атома, аллотропия, свойства белого и красного фосфора, их применение. Основные соединения: оксид фосфора (V) и ортофосфорная кислота, фосфаты. Фосфорные удобрения. *Производство минеральных удобрений на предприятии «Аммофос» г. Череповец: технологическая цепочка.* Углерод. Строение атома, аллотропия, свойства модификаций, применение. Оксиды углерода (II) и (IV), их свойства и применение. Карбонаты: кальцит, сода, поташ, их значение в природе и жизни человека. Кремний. Строение атома, кристаллический кремний, его свойства и применение. Оксид кремния (IV), его природные разновидности. Силикаты. Значение соединений кремния в живой и неживой природе. Понятие о силикатной промышленности.

**Демонстрации.** Образцы галогенов — простых веществ. Взаимодействие серы с металлами, водородом и кислородом. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью. Поглощение углем растворенных веществ или газов. Восстановление меди из ее оксида углем. Образцы природных соединений хлора, серы, фосфора, углерода, кремния. Образцы важнейших для народного хозяйства сульфатов, нитратов, карбонатов, фосфатов. Образцы стекла, керамики, цемента.

**Лабораторные опыты.** 20. Получение и распознавание водорода. 21. Исследование поверхностного натяжения воды. 22. Растворение перманганата калия или медного купороса в воде. 23. Гидратация обезвоженного сульфата меди (II). 24. Изготовление гипсового отпечатка. 25. Ознакомление с коллекцией бытовых фильтров. 26. Ознакомление с составом минеральной воды. 27. Качественная реакция на галогенид-ионы. 28. Получение и распознавание кислорода. 29. Горение серы на воздухе и в кислороде. 30. Свойства разбавленной серной кислоты. 31. Изучение свойств аммиака. 32. Распознавание солей аммония. 33. Свойства разбавленной азотной кислоты. 34. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью. 35. Горение фосфора на воздухе и в кислороде. 36. Распознавание фосфатов. 37. Горение угля в кислороде. 38. Получение угольной кислоты и изучение ее свойств. 39. Переход карбонатов в гидрокарбонаты. 40. Разложение гидрокарбоната натрия. 41. Получение кремневой кислоты и изучение ее свойств.

**Тема 4. Практикум 2. Свойства соединений неметаллов (3 ч)**

1. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа галогенов». 2. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода». 3. Получение, собирание и распознавание газов.

**Тема 5. Обобщение знаний по химии за курс основной школы. Подготовка к государственной итоговой аттестации (ГИА) (10 ч)**

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера элемента, номеров периода и группы. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в периодах

и группах в свете представлений о строении атомов элементов. Значение периодического закона. Виды химических связей и типы кристаллических решеток. Взаимосвязь строения и свойств веществ. Классификация химических реакций по различным признакам (число и состав реагирующих и образующихся веществ; наличие границы раздела фаз; тепловой эффект; изменение степеней окисления атомов; использование катализатора; направление протекания). Скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее. Обратимость химических реакций и способы смещения химического равновесия.

Простые и сложные вещества. Металлы и неметаллы. Генетические ряды металла, неметалла и переходного металла. Оксиды и гидроксиды (основания, кислоты, амфотерные гидроксиды), соли. Их состав, классификация и общие химические свойства в свете теории электролитической диссоциации.

**ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ**

**8 класс**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **№ п/п** | **Тема** | **Количество часов** | ИЗ НИХ: |
| **Практические работы** | **Контрольные работы** |
| 1 | Введение  | 6 | 1 | - |
| 2 | Атомы химических элементов  | 10 | - | 1 |
| 3 | Простые вещества | 6 | - | 1 |
| 4 | Соединения химических элементов | 12 | - | 1 |
| 5 | Изменения, происходящие с веществами  | 12 | 4 | 1 |
| 6 | Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции  | 22 | 3 | 1 |
|  | Всего: | 68 | 8 | 5 |

**9 класс**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № п/п | Тема | Количество часов | ИЗ НИХ: |
| Практические работы | Контрольные работы |
| 1 | Введение. Общая характеристика химических элементов и химических реакций. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева | 6 |  |  |
| 2 | Металлы | 16 |  | 1 |
| 3 | Практикум 1. Свойства металлов и их соединений | 1 | 1 |  |
| 4 | Неметаллы  | 32 |  | 1 |
| 5 | Практикум 2. Свойства соединений неметаллов  | 3 | 3 |  |
| 6 | Обобщение знаний по химии за курс основной школы. Подготовка к государственной итоговой аттестации (ГИА) | 10 |  | 1 |
|  | Всего: | 68 | 4 | 3 |

**Приложение 1**

**Оценочные и методические материалы, обеспечивающие реализацию**

**программы курса «Неорганическая химия» 8 класса**

**Контрольная работа по курсу неорганической химии 8 класса**

**Цель:** установить уровень освоения обучающимися 8 класса знаний и умений по курсу неорганической химии в соответствии с планируемыми результатами по химии;

**Время проведения работы - 40 минут.**

**Структура контрольно-измерительных материалов по курсу «Неорганическая химия»**

 Объектами проверки качества подготовки обучающихся 8 класса выступают элементы содержания, а также умения, способы познавательной деятельности, определенные требованиями ФГОС ООО.

 Контрольная работа состоит из трех частей:

часть А (13 заданий) содержит задания с выбором ответа;

часть Б (3 задания) содержит задания с кратким ответом и на соотнесение;

часть С (2 задания) с развернутым ответом.

**I вариант**

**Часть А**

***К каждому заданию части А дано 4 варианта ответа, из которых только один верный.***

А1. Четыре энергетических уровня содержит электронная оболочка атома:

а) калия

б) бериллия

в) кремния

г) гелия

А2. Шесть электронов находятся на внешнем энергетическом уровне атома:

а) золота

б) углерода

в) хром

г) кислорода

А3. Выберите соединение с ковалентной полярной связью:

а) H2

б) H2S

в) NaI

г) N2

А4. Выберите формулу соединения **серы**, в котором она проявляет степень окисления **-2**

а) SO2

б) SO3

в) MgS

г) SF6

А5. Выберите формулу **оксида железа (III):**

а) FeO

б) FeCl3

в) Fe2O3

г) ОF2

А6. Выберите ряд формул, в котором все вещества являются **основаниями:**

а) Fe2O3, ZnO, Cu(OH)2

б) Ba(NO3)2, Ba(OН)2, Н2SО4

в) КОН, Fe(OH)3, NaОН

г) Zn(OН)2, НCl, H2O

А7. **Оксид кальция** **СаО** реагирует с:

а) HNO3

б) Li2O

в)Cu

г)MgSO4

А8.  Смесью веществ, в отличие от чистого вещества, является:

а) водопроводная вода

б) углекислый газ

в) кислород

г) медь

А9. Уравнение реакции замещения:

а) Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2

б) ZnO + H2SO4 = ZnSO4 + H2O

в) Cu(OH)2 = CuO + H2O

г) Fe + S = FeS

А10. Выберите уравнение электролитической диссоциации для **Ba(NO3)2**:

а) Ba(NO3)2= Ba2+ + NO3-

б) Ba(NO3)2 = Ba + 2 NO3

в)  Ba(NO3)2 = Ba2++ 6 NO-

г) Ba(NO3)2 =  Ba2+ + 2 NO3-

А11. Выберите краткое ионное уравнение для реакции

**2КОН + Н2SО4 = К2SО4+ 2Н2О**

а) ОН-+ Н+= Н2О

б) 2КОН + 2 Н+= 2К++ 2Н2О

в) 2ОН-+ 2Н+= 2Н2О

г) 2К++ 2ОН-+ 2 Н++ SО42-= 2К++SО42-+2Н2О

А12. Выберите свойства, характеризующие графит:

а) твердый, режет стекло

б) мягкий, оставляет следы на бумаге

в) бесцветный, прозрачный

г) жидкий, проводит электричество

А13. Какой объем при н.у. занимает 2 моль водорода Н2:

а) 11,2 л

б) 22,4 л

в) 44,8 л

г) 8 9,6 л

**Часть В**

В1. Ядро атома 15N содержит 7 протонов и … нейтронов.

В2. Установите соответствие между формулой вещества и его принадлежностью к определенному классу неорганических соединений.

 **Класс веществ:                               Формула вещества:**

1. оксиды                                    а) HNO2
2. основания                               б) P2O5
3. кислоты                                  в)Fe(OH)3
4. соли                                        г) Mg(NO3)2

В3. Установите соответствие между реагентами и названием продуктов реакции

     **Реагенты**                                            **Продукты реакции**

     1) BaCl2 + Na2SO4=а) = хлорид бария  + вода

     2) BaO + HCl =                                    б) = нитрат бария + вода

     3) Ba + H2O =                                       в) = гидроксид бария + водород

     4) Ba(OH)2 + HNO3=г) = сульфат бария + вода

                                                                   д) = сульфат бария + хлорид натрия

**Часть С**

С1. Закончите уравнения химических реакций. Укажите типы химических реакций. Запишите  реакцию ионного обмена в ионном виде.

1. Cu + O2 =

2. CaO + H2O =

3. CuO + H2SO4 =

4. CuSO4 + NaOH =

С2. Вычислите массу оксида меди, вступившей в реакцию с 250 г серной кислоты.

**Контрольная работа по химии за курс 8 класса**

**2 вариант**

**Часть А**

***К каждому заданию части А дано 4 варианта ответа, из которых только один верный.***

А1. Элемент **третьего периода главной подгруппы II группы** Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева:

а) алюминий

б) бериллий

в) магний

г) натрий

А2. Число электронов, протонов и нейтронов в атоме **фтора   F**:

а) p+—9, n0—10, e—19

б) p+—10, n0—9, e- —10

в) p+—10, n0—9, e- —9

г) p+—9, n0—10, e- —9

А3. При помощи металлической химической связи образовано вещество:

а) кислород

б) поваренная соль

в) медь

г) вода

А4. Вещество, в котором **сера** проявляет степень окисления **+4**, имеет формулу:

а) H2S

б) SO2

в) SO3

г) Na2S

А5. Вещество, имеющее формулу  **NaNO3**, называется:

а) карбонат натрия

б) нитрит натрия

в) хлорид натрия

г) нитрат натрия

А6. Ряд формул, в котором все вещества являются **оксидами**:

а) ZnO, ZnCl2 , HCl

б) SO3 , MgO, CuO

в) KOH, K 2O, MgO

 г) HNO3 , P2O5 , NaCl

А7. Общая формула основания выражена условной записью:

а) *Ме(OH)n*

б) *HAc*

в)*MeAc*

г)*HOH*

А8. Укажите правильную последовательность действий при разделении смеси поваренной соли и речного песка:

а) выпаривание, фильтрование, растворение в воде

б) фильтрование, выпаривание, растворение в воде

в) растворение в воде, выпаривание, фильтрование

г) растворение в воде, фильтрование, выпаривание

А9. Уравнение реакции обмена:

а) CaO+SiO2= CaSiO3

б) FeS+ 2HCl= FeCl 2+H2 S

в) 2 KClO3 = 2KCl+ 3O2

г) Mg+ 2HCl= MgCl 2+ H2

А10. С раствором **гидроксида натрия NaOH** взаимодействует вещество, формула которого:

а) HCl

б) MgO

в) KOH

г) Mg

А11. Какие ионы образует при  электролитической диссоциации вещество **H2SO4:**

а) H+  и   SO42-

б) 2 H+ и   SO42-

в)  2H0 и   SO42-

г) 2H+ и  S 2- и 4O2-

А12. Какое краткое  ионное уравнение отображает сущность процесса

**NaOH + HCl = NaCl + H2O**

а) H+ + OH-= H 2O

б) NaOH + H+  = Na+ + H 2O

в) 2H++ 2OH- = 2 H2 O

г) OH- + HCl = Cl-+ H 2O

А13. Количество вещества ***n*,** соответствующее  36 г воды H2O:

а)1 моль

б) 2 моль

в) 3 моль

г) 5 моль

**Часть В**

В1. Схема распределения электронов по слоям атома химического элемента – 2,8,7. Химическая формула высшего оксида этого элемента …

В2. Установите соответствие между **формулой вещества** и его принадлежностью к определенному **классу** неорганических соединений.

    **Класс веществ:**                                         **Формула вещества:**

1) оксиды                                                а) NaOH г) NaNO3

2) основания                                           б)HClд)H2

3) кислоты                                              в)CaO

4) соли

В3. Установите соответствие между  фрагментами молекулярных уравнений в левом столбике и краткими ионными уравнениями в правом:

**Фрагмент уравнения                            Краткое ионное уравнение**

1) CaCl 2+ K2 CO3 →                                а) Ca2+ + CO32- → CaCO3

2) SO3 + NaOH →                                     б) 2H+ + 2OH-→ 2H2O

3) NaOH + H2 SO4 →                                в) SO3 + 2OH-→ SO42- + H2O

4) K2 CO3 + HCl  →                                  г) 2 H+ + CO32- → CO2+ H2O

**Часть С**

С1. Закончите уравнения химических реакций. Укажите типы химических реакций. Запишите  реакцию ионного обмена в ионном виде.

1. Mg + O2 =

2. MgO + H2SO4 =

3. MgSO4 + NaOH =

4. Zn + HCl =

С2. Определите **массу** карбоната кальция **CaCO3**, если при его термическом разложении выделяется **45 литров углекислого газа СО2**.

Критерии оценки:

**Часть А**

За правильный ответ на каждое задание части А ставится 1 балл.

Если указаны два и более ответов (в их числе правильный), неверный

ответ или ответ отсутствует – 0 баллов.

**Всего:13 баллов**

**Часть Б**

*Задание Б1*

За правильный ответ в задании 1ставится 1 балл, если указаны два и более ответов (в их числе правильный), неверный

ответ или ответ отсутствует – 0 баллов.

*Задания Б2, Б3*

За полный правильный ответ в заданиях 2,3 ставится по 2 балла, если допущена одна ошибка – 1 балл, за неверный ответ (более одной ошибки) или его отсутствие – 0 баллов.

**Всего: 5 баллов**

**Часть С**

*Задание С1 (5 баллов):*

Правильно написано уравнение реакции – 0,5 балл

Указан тип химической реакции – 0,5 балла

Написаны уравнения реакций в ионном виде – 0,5 балла

*Задание С2 (3 балла):*

Правильно написано уравнение реакции – 1 балл.

Рассчитано количество вещества – 1 балл

Рассчитана масса вещества – 1 балл

**Всего: 8 баллов**

**Всего – 26 баллов**

Критерии оценивания

24 - 26 баллов - «5» (91-100%)

20 - 23 баллов - «4» (76-90% )

13 - 19 баллов - «3» (51-75%)

менее 13 баллов - «2» (50% или менее объема за задание)