

Пояснительная записка к рабочей программе для изучения химии в 11 классе химико-биологического профиля

Рабочая программа по химии составлена в соответствии с федеральным компонентом государственного стандарта основного общего образования по биологии (приказ МО РФ от 05.03.2004г. № 1089) и федерального базисного учебного плана для образовательных учреждений Российской Федерации. При составлении данной программы была использована программа основного общего образования О.С. Габриеляна. Программы для общеобразовательных учреждений. химия.9-11 классы).

Цель: углубленное и расширенное изучение химии учащимися 11-х классов, подготовка их итоговой аттестации, продолжение соответствующего профильного образования и сознательный выбор будущей специальности.

Задачи:

- освоить знания о химической составляющей естественно-научной картины мира, важнейших химических понятиях, законах и теориях;
- научиться применять полученные знания для объяснения химических и химико-физиологических процессов происходящих в живой природе, а также в организме человека;
- оценить роль химии в развитии современных медико-биологических технологий и получения лекарств и материалов;
- развить познавательные интересы и интеллектуальные способности в процессе самостоятельного приобретения химических знаний с использованием различных источников информации;
- воспитать в учащихся убежденность в позитивной роли химии в жизни современного общества и необходимости химически грамотного отношения к здоровью человека, окружающему миру, жизненным процессам в живой природе;
- изучить способы и возможности применения полученных знаний и умений для безопасного использования различных химически активных веществ в медицине.

Обоснованием выбора данной программы является ее соответствие со структурой школьного образования и обеспечение непрерывности химического образования и сохранения единого образовательного пространства. Примерная программа по химии составлена на основе минимума содержания образования и требований к уровню подготовки выпускников по химии на профильном уровне.

Программа предусматривает обучение **по учебнику** О.С.Габриеляна для 11-го класса.. Учебный процесс включает 170 часов (5 часов в неделю), Программа предусматривает углубленное изучение курса химии в 11 классах средней школы в объёме пяти часов в неделю и включает в себя практические работы, являющиеся важным этапом учебного процесса, позволяющие совершенствовать практическую подготовку учащихся. Практикум проводится в полном соответствии с теоретическим курсом и даёт возможность полнее усвоить материал, вникнуть в химические процессы и овладеть законами химии. **Формой организации** учебного процесса является урок.

Программа предусматривает внедрение современных **педагогических технологий**, например, технологий группового обучения, ИКТ, критического мышления, проектной, исследовательской (проблемно-поисковой), тестового контроля.

Ключевые компетенции обучающихся учебно-познавательные, информационные, коммуникативные, ценностно-смысловые, общекультурные, социально-трудовые и компетенции личностного самосовершенствования формируются

через методы сравнения, обобщения, поисковый метод, практические и лабораторные работы, экскурсии, групповую работу, проблемное изложение материала, работу с различными источниками информации, исследовательскую деятельность.

В связи со спецификой ОУ требования направлены на овладение знаниями по химии на профильном уровне с использованием всех **видов контроля**: текущего, тематического, итогового контроля уровня усвоения знаний.

Содержание

Общая химия и неорганическая химия (175 часов).

1. Атомно-молекулярное учение (14 ч.).

Предмет химии, её задачи. Место химии среди естественных наук. Химия и экология. Явления физические и химические. Признаки протекания химических реакций. Понятие атома, элемента, вещества. Атомная масса. Моль - мера количества вещества. Число Авогадро, его физический смысл. Молярная масса. Расчёт количества вещества по известному числу молекул данного вещества. Основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро, его следствия. Относительная плотность газов. Молярный объём газа, связь молярного объёма с количеством вещества. Объединённый газовый закон. Уравнение состояния идеального газа. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Химические формулы. Простые и сложные вещества. Валентность и степень окисления. Истинные и графические формулы сложных веществ. Массовая доля элемента в соединениях.

Знать: формы существования химических элементов, эквивалент и молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов. Эквивалент и молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов. Знать формулы определения концентраций веществ в растворах

Уметь решать задачи на эквивалентную массу, задачи с использованием понятия: моль. Уметь решать задачи на газовые законы.

2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (13ч.).

Строение атома. Основные этапы развития представлений о строении атома. Ядро и электронная оболочка. Электроны, протоны и нейтроны. Изотопы, изобары. Относительная атомная масса как средняя величина массовых чисел природных изотопов. Радиоактивность. Основные типы радиоактивных превращений. Период полураспада.

Корпускулярно-волновая природа электрона, формула де Бройля. Понятие о принципе неопределённости Гейзенберга. Электронное облако и орбиталь. Формы орбиталей (s, p, d, f). Характеристика состояния электрона квантовыми числами. Электронные конфигурации атомов элементов. Заполнение уровней, подуровней и орбиталей электронами: принцип минимальной энергии, принцип Паули, правило Гунда. Валентные возможности атомов химических элементов.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Предпосылки открытия периодического закона, работы предшественников (Берцелиуса, Деберейнера, Ньюлендса и Майера). Современная формулировка периодического закона. Структура периодической системы химических элементов: периоды, группы, подгруппы (главные и побочные). Элементы s-, p-, d-, f-семейств. Изменение свойств элементов и образуемых ими соединений в периодах и в группах главных и побочных подгруппах. Общие закономерности изменения радиусов атомов в периодах и группах. Понятие об энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Энергия ионизации - это количественная характеристика восстановительной способности элемента. Сродство к электрону - это количественная характеристика окислительной способности элемента. Электроотрицательность атома, её физический смысл. Изменение окислительно-

восстановительной способности элементов в периодах и группах в зависимости от увеличения заряда их ядер. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

Знать: хим. элемент, массу атома, атома: протоны, нейтроны, электроны. Изотопы. Нуклиды.

Составлять: схемы строения атомов элементов первых четырех периодов.

Объяснять:

Физический смысл структурных единиц ПСХЭ (порядкового номера, номера группы и периода); зависимость св-в хим. элемента и образованных им в-в от их положения в ПСХЭ.

Определять: валентность и степень окисления хим. элементов.

Характеризовать: s- p- d-элементы по их положению в ПСХЭ.

3. Строение вещества. Дисперсные системы (24ч.).

Ионная химическая связь и иные кристаллические решётки. Ненасыщаемость ионной связи. Ковалентная химическая связь и её классификация: по механизму образования (обменный и донорно-акцепторный), по электроотрицательности (полярная и неполярная), по способу перекрывания электронных орбиталей (s и p), по кратности (одинарная, двойная, тройная и полуторная). Полярность связи и полярность молекулы. Кристаллические решётки веществ с ковалентной связью: атомные и молекулярные. Гибридизация атомных орбиталей, её типы: sp, sp², sp³. Геометрические структуры молекул, определяемые типом гибридизации атомных орбиталей центрального атома в органических и неорганических веществах. Металлическая связь, механизм её образования в металлах. Отличие металлической связи от ковалентной. Сравнение энергий связей ионных, ковалентных и металлических. Свойства металлов, обусловленные металлической связью. Природа водородной связи, её образование. Энергия водородной связи. Межмолекулярные и внутримолекулярные водородные связи. Понятие о силах Ван-дер-Ваальса.

Основы строения комплексных соединений: центральный атом (комплексообразователь), лиганды, координационное число, внутренняя сфера, внешняя сфера. Диссоциация комплексных соединений. Агрегатные состояния вещества: твёрдое, жидкое, газообразное и плазменное. Диаграммы состояния. Характерные свойства газов, жидкостей и твёрдых веществ. Полимеры, Полимеры органические и неорганические. Органические полимеры. Пластмассы. Каучуки. Волокна Биополимеры. Полисахариды. Нуклеиновые кислоты. Белки.

Практическая работа «Распознавание пластмасс и химических волокон.»

Понятие о дисперсных системах. Дисперсионная среда и дисперсная фаза. Типы дисперсных систем и их значение в природе и жизни человека. Дисперсные системы с жидкой средой: взвеси, истинные растворы, коллоидные системы, их классификация. Золи и гели. Эффект Тиндаля. Коагуляция. Синерезис. Коллоидные и истинные растворы. Истинный раствор как ионно-молекулярная система. Способы выражения состава раствора (массовая доля вещества в растворе, молярная концентрация). Растворение физико-химический процесс. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты. Тепловой эффект растворения. Зависимость растворимости веществ от природы, температуры, агрегатного состояния, наличия в растворе примесей, для газов — давления. Коэффициент растворимости, физический смысл этой величины. Насыщенный, пересыщенный и ненасыщенный раствор. Твёрдые растворы - сплавы.

Расчетные задачи. 1. Расчеты по химическим формулам. 2. Расчеты, связанные с понятиями «массовая доля» и «объемная доля» компонентов смеси. 3. Вычисление молярной концентрации растворов.

Демонстрации. Модели кристаллических решеток веществ с различным типом связей. Модели молекул различной геометрии. Модели кристаллических решеток алмаза и графита. Модели молекул изомеров структурной и пространственной изомерии. Свойства толуола. Коллекция пластмасс и волокон. Образцы неорганических полимеров: серы пластической, фосфора красного, кварца и др. Модели молекул белков и ДНК. Образцы различных систем с жидкой средой. Коагуляция. Синерезис. Эффект Гиндаля.

Лабораторные опыты. 1. Свойства гидроксидов элементов 3-го периода. 2. Ознакомление с образцами органических и неорганических полимеров.

Знать:

Молекула. Ионную связь, катионы, анионы. Ионная кристаллическая решетка. Ковалентная хим. связь и ее классификацию по электроотрицательности и по механизму образования. Электроотрицательность. Атомная и молекулярная кристаллические решетки. Металлическая связь, металлическая кристаллическая решетка, гибридизация орбиталей, понятие полимеры: пластмассы, волокна, каучуки и области их применения, дисперсные системы, истинные растворы, области их применения.

Уметь:

определять тип хим. связи в соединениях, заряд иона, степень окисления и валентность элементов, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки.

объяснять зависимость св-в в-в от их состава и строения, природу и способы образования хим. связи.

Применять полученные знания в повседневной жизни использовать приобретенные знания в практической деятельности, понимать проблемы хим. загрязнения окружающей среды.

4. Химические реакции (15ч).

Понятие о химической реакции, её отличие от ядерной реакции. Классификация химических реакций. Реакции, идущие без изменения количественного состава вещества (изомеризация, образование аллотропных модификаций). Реакции, идущие с изменением состава веществ: по числу и характеру реагирующих и образующихся веществ (разложения, соединения, замещения, обмена); по степени окисления элемента (ОВР, методы составления уравнений ОВР — электронный баланс, метод полуреакций. Влияние среды на протекание ОВР. ОВР в органической и неорганической химии); по фазе (гомо- и гетерогенные); по направлению (обратимые и необратимые); по использованию катализатора (каталитические и некаталитические); по механизму (радикальные и ионные); по виду энергии, инициирующей реакцию (фотохимические, радиационные, электрохимические, термхимические); по тепловому эффекту (экзо- и эндотермические). Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия. Тепловой эффект. Термхимические уравнения. Закон Гесса. Энтропия. Возможность протекания реакций в зависимости от изменения энергии и энтропии. .

Расчетные задачи. 1. Расчеты по термхимическим уравнениям. 2. Вычисление теплового эффекта реакции по теплотам образования реагирующих веществ и продуктов реакции.

Демонстрации. Превращение красного фосфора в белый, кислорода — в озон. Модели н-бутана и изобутана. Получение кислорода из пероксида водорода и воды; дегидратация этанола. Цепочка превращений $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$; свойства соляной и уксусной кислот; реакции, идущие с образованием осадка, газа и воды; свойства металлов; окисление альдегида в кислоту и спирта в альдегид. Реакции горения; реакции

эндотермические на примере реакции разложения (этанола, калийной селитры, известняка или мела) и экзотермические на примере реакций соединения (обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия этиленом, гашение извести и др.). Взаимодействие цинка с растворами соляной и серной кислот при разных температурах, при разных концентрациях соляной кислоты; разложение пероксида водорода с помощью оксида марганца (IV), каталазы сырого мяса и сырого картофеля. Взаимодействие цинка с различной поверхностью (порошка, пыли, гранул) с кислотой. Модель «кипящего слоя». Смещение равновесия в системе $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3$; омыление жиров, реакции этерификации. Зависимость степени электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления. Сравнение свойств 0,1 Н растворов серной и сернистой кислот; муравьиной и уксусной кислот; гидроксидов лития, натрия и калия. Индикаторы и изменение их окраски в различных средах. Серноокислый и ферментативный гидролиз углеводов. Гидролиз карбонатов, сульфатов, силикатов щелочных металлов; нитратов цинка или свинца (II). Гидролиз карбида кальция.

Лабораторные опыты. 3. Получение кислорода разложением пероксида водорода и (или) перманганата калия.

Знать: классификацию хим. р-ций в органической и неорганической химии, тепловой эффект р-ции, энтальпия, теплота образования, энтропия, закон Гесса.

понятие о скорости хим. р-ции. Катализ, катализатор, химическую кинетику и химическую термодинамику, закон действующих масс. классификацию ОВР, основные способы расстановки коэффициентов в ОВР, понятие электролиза.

Уметь: определять степень окисления, окислитель и восстановитель, составлять электронный баланс и расставлять коэффициенты методом полуреакций.

объяснять зависимость скорости хим. р-ции от различных факторов.

Уметь проводить расчеты по формулам и уравнениям реакций.

Применять знания в повседневной жизни.

Электролитическая диссоциация (10 ч.).

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Электролитическая диссоциация С. Аррениуса. Степень электролитической диссоциации и её зависимость от природы электролита, природы растворителя, концентрации раствора, температуры, присутствия одноимённых ионов. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Свойства растворов электролитов. Ионные уравнения реакции. Свойства кислот, солей, оснований, диссоциация амфотерных электролитов - гидроксидов цинка и алюминия. Диссоциация воды. Константа её диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель - рН. Среда водных растворов электролитов. Влияние рН на химические и биологические процессы.

Понятие «гидролиз». Гидролиз неорганических веществ и органических веществ. Практическое применение гидролиза.

Демонстрации: 3. Определение рН раствора заданной молярной концентрации.

Лабораторные опыты: 4. Реакции, идущие с образованием осадка, газа и воды для органических и неорганических кислот. 5. Использование индикаторной бумаги для определения рН слюны, желудочного сока и других соков организма человека. 6. Разные случаи гидролиза солей.

Знать: электролиты, неэлектролиты, основные положения теории электролитической диссоциации, понятие гидролиза.

Уметь: составлять уравнения с участием электролитов, уравнения гидролиза солей.

Применять полученные знания в повседневной жизни.

5. Кинетика. Химическое равновесие. (9 ч.).

Скорость химической реакции: средняя и мгновенная. Реакции гомогенные и гетерогенные. Энергия активации. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа реагирующих веществ, концентрация реагирующих веществ, температура, наличие катализатора. Зависимость скорости реакций от концентраций реагирующих веществ, математическое выражение скорости реакции, физический смысл константы скорости. Зависимость скорости реакции от температуры - правило Вант-Гоффа, его математическое выражение и физический смысл. Влияние энергии активации на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферменты - биокатализаторы. Ингибиторы и каталитические яды. Понятия о теории промежуточных соединений.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Равновесные концентрации. Константа равновесия. Факторы, влияющие на смещения равновесия: концентрация, давление, температура. Принцип Ле Шателье.

Демонстрации: 4. Расчет средней скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ. 5. Вычисления с использованием понятия «температурный коэффициент скорости реакции». 6. Нахождение константы равновесия реакции по равновесным концентрациям и определение исходных концентраций веществ.

Знать понятие о скорости хим. р-ции, катализ, катализатор, химическую кинетику и химическую термодинамику, закон действующих масс

объяснять зависимость скорости хим. р-ции от различных факторов.

Применять знания в повседневной жизни.

8. Классификация неорганических и органических веществ (15 ч.).

Оксиды. Несолеобразующие и солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные) оксиды. Номенклатура. Получение: окисление металлов и неметаллов, обжиг сульфидов, термическое разложение оснований, солей, кислородсодержащих кислот, окисление оксидов неметаллов с переходом неметалла в состояние с более высокой степенью окисления, окисление солей бескислородных кислот или водородных соединений неметаллов. Общие свойства основных оксидов: взаимодействие с кислотами, взаимодействие с водой (условия протекания), взаимодействия с кислотными оксидами, участие в ОВР. Важнейшие химические свойства кислотных оксидов: взаимодействие с растворами щелочей, взаимодействие с водой (условия протекания реакций), взаимодействие с основными оксидами, солями менее летучих кислот, участие в ОВР. Химические свойства амфотерных оксидов: взаимодействие с растворами и расплавами щелочей, с растворами кислот, взаимодействие с кислотными и основными оксидами при нагревании, отношение к воде.

Основания. Номенклатура и классификация: растворимые в воде — щёлочи и нерастворимые основания. Получение оснований: реакции обмена, электролизом водных растворов хлоридов, взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов или их оксидов с водой. Химические свойства: взаимодействие с кислотами, взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами, взаимодействие с металлами (алюминий, цинк, бериллий), с некоторыми неметаллами (галогенами, серой, фосфором, кремнием). Амфотерные гидроксиды. Химические свойства: взаимодействие с растворами и расплавами щелочей и кислот.

Кислоты. Номенклатура. Классификация: кислородсодержащие и бескислородные; стабильные и нестабильные; сильные и слабые; летучие и нелетучие; одноосновные, двухосновные, трёхосновные и четырёхосновные. Зависимость силы кислородсодержащих кислот от степени окисления центрального атома. Получение кислот: взаимодействие неметаллов с водородом, взаимодействие кислотных оксидов с водой, реакции обмена и ОВР. Химические свойства кислот: а) общие свойства:

взаимодействие кислот с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода; взаимодействие кислот с основными оксидами, с щелочами, с нерастворимыми основаниями; взаимодействие со средними основными солями; взаимодействие с солями более слабых кислот; разложение некоторых кислот при нагревании и без нагревания; вытеснение более летучих кислот менее летучими; б) специфические свойства - особенности поведения кислот окислителей (азотной и концентрированной серной). Соли. Номенклатура. Классификация солей: средние, кислые, основные, двойные, комплексные, смешанные. Способы получения: синтез из простых веществ, действием кислоты на металл, действием металла на соль, взаимодействием основного оксида с кислотным, взаимодействием кислоты с основным оксидом, взаимодействием кислоты с основанием, реакцией соли со щёлочью, действием кислоты на соль, реакцией обмена между двумя солями. Химические свойства солей: средние соли взаимодействуют с металлами, кислотами (если образуется нерастворимая соль, неустойчивая летучая кислота или малорастворимая кислота), взаимодействуют с солями, щелочами, некоторые при нагревании разлагаются; кислые соли взаимодействуют с металлами, с щелочами, с кислотами, с солями, некоторые при нагревании разлагаются; основные соли взаимодействуют с кислотами, при нагревании разлагаются. Понятия о двойных, комплексных и смешанных солях. Графические формулы солей и кислот.

Демонстрации. Коллекция «Классификация неорганических веществ» и образцы представителей классов. Коллекция «Классификация органических веществ» и образцы представителей классов.

9. Металлы (17 ч.)

Положение металлов в периодической системе. Строение атомов. Общие физические свойства металлов. Химические свойства металлов, обусловленные их высокой восстановительной способностью: взаимодействие с неметаллами, образование интерметаллидов, взаимодействие активных металлов с водой, вытеснение водорода активными металлами из кислот, вытеснение более активным металлом менее активных металлов из растворов их солей, вытеснение активными металлами менее активных при нагревании из оксидов металлов. Общие способы получения металлов: металлотермия, гидрометаллургия, пирометаллургия, электрометаллургия, электролиз. Электролиз растворов и расплавов солей. Процессы, протекающие на катоде и аноде. Законы Фарадея. Гальваностегия и гальванопластика. Стандартный электрохимический потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от коррозии.

Щелочные металлы. Общая характеристика на основе положения в периодической системе, изменение восстановительной способности элементов в зависимости от величины заряда ядра атома, изменение радиуса атома, величин энергии ионизации. Получение щелочных металлов электролизом расплавов солей (хлорида калия, хлорида натрия). Щелочные металлы сильнейшие восстановители. Химические свойства: взаимодействие с простыми и сложными веществами (органическим и неорганическими). В промышленности щелочи получают электролизом растворов хлорида натрия, хлорида калия. В лаборатории щелочи получают взаимодействием активных металлов и их оксидов с водой. Физические и химические свойства щелочей. Важнейшие соли натрия и калия, применение этих солей. Калийные удобрения. Биологическая роль натрия и калия. Антимикробное действие раствора хлорида натрия.

Щелочно-земельные металлы. Общая характеристика на основе положения в периодической системе химических элементов. Общая электронная формула, изменение восстановительной способности металлов с ростом заряда ядра их атома. Получение

щелочно-земельных металлов: электролизом расплавов солей (хлоридов). Физические свойства. Химические свойства: реакции с неметаллами и сложными веществами. Соединения кальция: оксид кальция (негашёная известь), карбид кальция, гидроксид кальция (гашёная известь), сульфат кальция, карбонат кальция, фосфат кальция, фосфид кальция - их важнейшие свойства. Биологическая роль кальция, содержание кальция в организме (кости, зубы, кровь). Жёсткость воды: временная, постоянная; способы её устранения.

Алюминий и его соединения. Положение алюминия в периодической системе. Электронная конфигурация атома. Физические свойства алюминия. Химические свойства алюминия: взаимодействие с неметаллами (галогенами, серой, азотом, углеродом, кислородом); взаимодействие со сложными веществами (с водой, с соляной кислотой, с растворами и расплавами щелочей, с серной кислотой, с азотной кислотой). Оксид алюминия. Гидроксид алюминия. Амфотерные свойства этих соединений: взаимодействие с кислотами, растворами или расплавами щелочей. Применение алюминия и его соединений.

Железо. Электронная формула. Степени окисления железа. Распространение железа в природе. Получение железа. Физические свойства. Химические свойства железа: реакции с простыми веществами (галогенами, кислородом, серой, фосфором, углеродом); взаимодействие со сложными веществами (водой, кислотами, отношение к концентрированным азотной и серной кислотам, отношение к щелочам, восстановительные свойства соединений железа (II) и окислительные свойства соединений железа (III)). Оксид железа (II). Гидроксид железа (II), химические свойства: взаимодействие с кислотами, с кислородом, разложение при нагревании. Получение гидроксида железа (II). Оксид железа (III). Гидроксид железа (III), химические свойства: взаимодействие с растворами кислот и щелочей (амфотерность), термическое разложение. Качественные реакции на Fe^{2+} и Fe^{3+} . Получение чугуна и стали. Биологическая роль железа. Хром. Электронная формула. Степени окисления хрома. Физические свойства. Общие химические свойства хрома: растворение в разбавленных серной и соляной кислотах, отношение к концентрированной серной и азотной кислотам, взаимодействие с неметаллами (серой, кислородом, галогенами). Основной характер оксида хрома (II) и гидроксида хрома (II). Амфотерный характер оксида хрома (III) и гидроксида хрома (III). Кислотный характер оксида хрома (VI), хромовая и дихромовая кислоты. Дихромат калия - окислитель. Окислительно-восстановительные реакции с участием соединений хрома.

Медь. Электронная формула. Степени окисления меди. Растворение меди в концентрированной серной кислоте, взаимодействие с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Взаимодействие меди с неметаллами (кислородом, галогенами, серой). Оксид меди (I), оксид меди (II), гидроксид меди (I), гидроксид меди (II). Соли меди. Биологическая роль меди. Цинк. Электронная формула. Степени окисления цинка. Химические свойства цинка: взаимодействие с кислотами, с щелочами, с неметаллами (кислородом, галогенами, серой). Оксид цинка. Гидроксид цинка. Амфотерные свойства этих соединений.

Марганец. Электронная формула. Степени окисления марганца. Взаимодействие с разбавленной серной и соляной кислотами, с неметаллами (кислородом, серой, галогенами). Окислительные свойства перманганата калия. Биологическая роль марганца.

Демонстрации. Модели кристаллических решеток металлов. Коллекция металлов с разными физическими свойствами. Взаимодействие: а) лития, натрия, магния и железа с кислородом; б) щелочных металлов с водой, спиртами, фенолом; в) цинка с растворами соляной и серной кислот; г) натрия с серой; д) алюминия с иодом; е) железа с раствором медного купороса; ж) алюминия с раствором едкого натра. Оксиды и гидроксиды хрома,

их получение и свойства. Переход хромата в бихромат и обратно. Коррозия металлов в зависимости от условий. Защита металлов от коррозии: образцы «нержавеек», защитных покрытий. Коллекция руд. Электролиз растворов солей.

10. Неметаллы (24 ч.).

Положение неметаллов в периодической системе. Строение их атомов. Электроотрицательность. Инертные газы.

Водород. Распространение в природе. Строение атома и двойственное положение водорода в периодической системе. Изотопы. Получение водорода: а) промышленные способы: действием водяных паров на раскалённый уголь; взаимодействием оксида углерода (II) с водяным паром; конверсия метана водяным паром; крекинг метана; электролиз воды; б) лабораторные способы: взаимодействия кальция с водой; взаимодействиями металлов с кислотами-неокислителями; взаимодействие алюминия, цинка, кремния с растворами щелочей; взаимодействие воды с гидридами металлов. Физические свойства водорода. Химические свойства: способность проявлять окислительные и восстановительные свойства; взаимодействие водорода с металлами, галогенами, кислородом, серой, азотом, углеродом. Взаимодействие водорода со сложными веществами: оксидами некоторых металлов, непредельными углеводородами, восстановление органических кислородосодержащих веществ.

Вода. Строение молекулы воды. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Химические свойства воды: кислотно-основные реакции гидратации, окислительно-восстановительные свойства. Жёсткость воды. Тяжёлая вода. Значение воды в промышленности, в сельском хозяйстве, в быту, в природе. Охрана водоёмов от загрязнения.

Пероксид водорода. Физические свойства. Химические свойства: неустойчивость соединения, причины этого явления, окислительные свойства, восстановительные свойства, слабые кислотный. Получение пероксида водорода. Применение.

Галогены - р-элементы VII А подгруппы периодической системы. Общая характеристика элементов. Общая электронная формула. Возможные степени окисления.

Хлор. Строение атома хлора, возможные степени окисления. Хлор как простое вещество. Строение молекулы. Физические свойства. Получение хлора: взаимодействием соляной кислоты с окислителями (оксидом марганца (IV), перманганатом калия, дихроматом калия, хлоратом калия), электролизом расплава или раствора хлорида натрия. Химические свойства хлора: взаимодействие с простыми веществами (водородом, серой, фосфором, металлами); взаимодействие со сложными веществами - растворами щелочей (холодными, горячими), водой, органическими веществами, оксидом углерода (II). Способность галогенов, стоящих выше в периодической системе, вытеснять галогены из их соединений. Хлорводород. Строение молекулы. Физические свойства. Получение хлорводорода: синтезом из элементов, сульфатным способом, хлорированием органических соединений. Химические свойства: кислотные, восстановительные, взаимодействие с органическими соединениями. Соляная кислота, её получение и свойства. Качественная реакция на хлорид-ион. Соли соляной кислоты и их применение. Биологическая роль хлора и других галогенов.

Халькогены - р-элементы VI А подгруппы периодической системы. Общая характеристика, общая электронная формула, изменение радиусов, величин ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности с ростом заряда ядра атомов элементов. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов. Водородные соединения.

Кислород. Строение атома, возможные степени окисления. Распространённость кислорода в природе. Аллотропные модификации. Получение: а)

промышленное: из жидкого воздуха; б) лабораторное: термическое разложение хлората калия, перманганата калия, нитрата калия, пероксида бария, оксида ртути, взаимодействие пероксида щелочных металлов с оксидом углерода (IV). Физические свойства кислорода. Химические свойства: взаимодействие кислорода с водородом, галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием, металлами; взаимодействие кислорода со сложными веществами: с аммиаком, сероводородом, сульфидом металлов, органическими веществами.

Озон. Строение молекулы. Получение, химические свойства озона (окисление серебра, иодида калия в водном растворе). Роль озонового слоя в атмосфере для развития жизни на Земле.

Сера. Распространённость в природе. Строение атома. Возможные степени окисления. Физические свойства серы, аллотропные модификации. Химические свойства серы: окислительные способности серы, восстановительные способности серы. Взаимодействие серы с простыми веществами: с водородом, с галогенами, с кислородом, с фосфором, с углеродом, с металлами. Взаимодействие серы со сложными веществами: с концентрированной серной кислотой, с азотной кислотой, с растворами щелочей, с водой при кипячении. Применение серы, её биологическая роль. Сероводород. Строение молекулы. Физические свойства. Восстановительные свойства сероводорода: взаимодействие с кислородом, с бромом, с солями тяжёлых металлов. Образование сероводорода в природе. Применение в медицине.

Сероводородная кислота. Образование кислых и средних солей. Окисление кислоты. Взаимодействие с хлором, с сернистой кислотой, оксидом серы (IV), раствором перманганата калия, с хлоридом железа (III), разбавленной серной кислотой. Гидролиз сульфидов. Растворение сульфидов тяжёлых металлов в азотной кислоте. Получение сероводородной кислоты. Оксид серы (IV). Сернистая кислота. Графическая формула. Физические свойства. Получение сернистого газа: обжиг пирита, окисление серы, обжиг сульфидов, взаимодействие концентрированной серной кислоты с тяжёлыми металлами, взаимодействие серной кислоты с гидросульфитами. Способность оксида серы (IV) к диспропорционированию, получение сернистой кислоты, образование кислых и средних солей, окислительно-восстановительные свойства. Применение солей.

Оксид серы (VI). Графическая формула. Физические свойства. Окислительные свойства (реакции с иодидом калия, с фосфором). Взаимодействие с водой. Серная кислота. Графическая формула. Физические свойства серной кислоты. Химические свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты (взаимодействие с металлами и неметаллами). Биологическая роль р-элементов VI группы главной подгруппы, применение в медицине.

р-элементы V A подгруппы периодической системы. Общая характеристика: электронная формула, изменение радиусов атомов элементов, величин энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, окислительно-восстановительных свойств, в зависимости от заряда ядер атомов.

Азот. Строение молекулы. Степени окисления. Физические свойства азота. Получение азота: из жидкого воздуха, окислением аммиака на воздухе, восстановлением оксидов тяжёлых металлов аммиаком, термическое разложение дихромата аммония, нитрита аммония, взаимодействием активных металлов с разбавленной азотной кислотой. Химические свойства азота: реакции с металлами, кислородом, углеродом. Свойства нитридов. Оксиды азота, их получение и химические свойства.

Аммиак. Строение молекулы аммиака. Получение аммиака. Физические свойства. Химические свойства аммиака: основные - взаимодействие с водой, с кислотами, с галогенводородами, с солями некоторых металлов; восстановительные - реакции с оксидами металлов, с кислородом, с бромом. Аммиачная вода, соли аммония, их получение. Термическое разложение солей аммония. Качественная реакция на ион аммония.

Азотная кислота. Графическая формула. Получение азотной кислоты. Физические свойства. Химические свойства азотной кислоты: разложение азотной кислоты на свету, характерные свойства азотной кислоты; специфические свойства - ярко выраженные окислительные способности, реакции с металлами и неметаллами. Соли азотной кислоты (нитраты), термическое разложение и их применение.

Фосфор. Возможные степени окисления. Аллотропия. Получение фосфора: сплавление фосфорита с песком и углём. Окислительные и восстановительные свойства фосфора. Фосфин. Фосфиды, их гидролиз. Взаимодействие фосфора с азотной кислотой и растворами щелочей. Оксид фосфора (III), графическая формула, его получение, химические и физические свойства. Фосфористая кислота. Оксид фосфора (V), его графическая формула, получение, физические и химические свойства. Ортофосфорная кислота. Образование кислых солей ортофосфорной кислоты, их растворимость. Качественные реакции на фосфат-ион. Метафосфорная кислота, пирофосфорная кислота, их графические формулы. Физические и химические свойства кислот.

Биологическая роль p-элементов V группы, их применение в медицине. p-элементы IV A подгруппы периодической системы. Общая характеристика: электронная формула, изменение радиусов атомов элементов, величин энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, окислительно-восстановительных свойств, в зависимости от заряда ядер атомов. Степени окисления.

Углерод. Строение атома. Электронная формула. Аллотропия. Окислительно-восстановительные свойства углерода, взаимодействие с водяными парами, с концентрированной серной кислотой, азотной кислотой; взаимодействие с простыми веществами: водородом, кислородом, серой, металлами, кремнием.

Оксид углерода (II) - угарный газ. Графическая формула (образование донорно-акцепторной связи). Получение: взаимодействие щавелевой и муравьиной кислот с концентрированной серной кислотой. Физические свойства. Влияние угарного газа на организм. Химические свойства угарного газа: взаимодействие с оксидами металлов, с кислородом, с хлором, с никелем и железом. Применение угарного газа в органическом синтезе. Оксид углерода (IV) - углекислый газ. Графическая формула. Получение: разложением карбоната кальция или взаимодействием карбонатов с минеральными кислотами, брожением глюкозы, горением угля, окислением угарного газа. Физические и химические свойства. Качественная реакция на углекислый газ - пропускание его через известковую воду. Применение оксида углерода (IV). Угольная кислота. Графическая формула. Образование кислых и средних солей. Свойства солей и их применение. Термическое разложение карбонатов и гидрокарбонатов. Гидролиз карбонатов. Карбид кальция, карбид алюминия. Взаимодействие их с водой и кислотами. Кремний. Электронная формула. Физические свойства кремния. Аллотропные модификации: кристаллические и аморфные. Получение кремния: восстановлением оксида кремния (IV) избытком магния при нагревании, взаимодействием оксида кремния (IV) с алюминием и углеродом. Химические свойства кремния: взаимодействие с кислородом, с хлором, с металлами, с растворами щелочей, при высокой температуре с водой. Силан - водородное соединение кремния, образуется при взаимодействии силицида магния с соляной кислотой. Применение кремния. Оксид кремния (IV). Строение атомной кристаллической решётки. Распространение в природе. Физические свойства. Химические свойства: взаимодействие с основными оксидами и щелочами при нагревании, образование силикатов калия и натрия (жидкое стекло). Кремниевая кислота, её графическая формула. Получение кремниевой кислоты. Физические и химические свойства. Применение p-элементов IV группы в медицине. Генетическая связь между классами органических и неорганических соединений. Генетический ряд Me и неMe. Особенности генетического ряда в орг. химии.

Решение расчётных задач

1. Вычисление массы или объема продуктов р-ции по известной массе или объему исходного в-ва, содержащего примеси.
2. Вычисление массы исходного в-ва, если известен практический выход и массовая доля его от теоретически возможного.
3. Вычисления по химическим ур-ям р-ций, если одно из реагирующих в-в дано в избытке.
4. Определение молекулярной формулы в-ва по массовым долям элементов.
5. Определение молекулярной формулы в-ва по массовым долям элементов.
6. Нахождение молекулярной формулы в-ва по массе (объему) продуктов сгорания.
7. Комбинированные задачи.

Демонстрации. Модели кристаллических решеток иода, алмаза, графита. Аллотропия фосфора, серы, кислорода. Взаимодействие: а) водорода с кислородом; б) сурьмы с хлором; в) натрия с иодом; г) хлора с раствором бромида калия; д) хлорной и сероводородной воды; е) обесцвечивание бромной воды этиленом или ацетиленом. Получение и свойства хлороводорода, соляной кислоты и аммиака. Свойства соляной, разбавленной серной и уксусной кислот. Взаимодействие концентрированных серной, азотной кислот и разбавленной азотной кислоты с медью. Реакция «серебряного зеркала» для муравьиной кислоты. Взаимодействие раствора гидроксида натрия с кислотными оксидами (оксидом углерода (IV)), амфотерными гидроксидами (гидроксидом цинка). Взаимодействие аммиака с хлороводородом и водой. Аналогично для метиламина. Взаимодействие аминокислот с кислотами и щелочами. Осуществление переходов: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$; $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Si} \rightarrow \text{SiO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Si(OH)}_2 \rightarrow \text{SiO} \rightarrow \text{Si}$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$.

Лабораторные опыты. 7. Ознакомление с образцами представителей разных классов неорганических веществ. 8. Ознакомление с образцами представителей разных классов органических веществ. 9. Ознакомление с коллекцией руд. 10. Сравнение свойств кремниевой, фосфорной, серной и хлорной кислот; сернистой и серной кислот; азотистой и азотной кислот. 11. Свойства соляной, серной (разб.) и уксусной кислот. 12. Взаимодействие гидроксида натрия с солями, сульфатом меди (II) и хлоридом аммония. 13. Разложение гидроксида меди (II). Получение гидроксида алюминия и изучение его амфотерных свойств.

Знать: состав кислот, оснований, солей, оксидов, характеристику основных групп металлов и неметаллов, электрохимический ряд напряжений Me, способы получения.

Уметь: называть кислоты, основания соли, оксиды, объяснять амфотерность. выполнять хим. эксперимент по распознаванию р-ров кислот и их получению, объяснять зависимость св-в веществ от их состава и строения, характеризовать Me и неMe по их положению в ПСХЭ, характеризовать хим. св-ва в-в изученных классов, объяснять зависимость св-в веществ от их состава и строения

Применять приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни.

11. Органические вещества (15 ч.): алканы, алкены, алкины, алкадиены, каучуки, арены, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, сложные эфиры, жиры, углеводы, амины, аминокислоты, белки

12. Химический практикум (8 ч.).

Практическая работа №1. «Получение, соби́рание, распознавание газов и изучение их свойств»

Практическая работа №2. «Скорость химических реакций, химическое

равновесие».

Практическая работа №3. «Сравнение свойств неорганических и органических соединений».

Практическая работа №4. Решение экспериментальных задач по теме: «Гидролиз».

Практическая работа №5. Решение экспериментальных задач по неорганической химии

Практическая работа №6. Решение экспериментальных задач по органической химии

Практическая работа №7. Генетическая связь между классами неорганических и органических кислот

Практическая работа №8. Распознавание пластмасс и волокон.

13.Химия и жизнь (6ч.)

Химия и производство. Химическая промышленность. Научные принципы хим. производства. Защита окружающей и охрана труда при хим. производстве.

Химия и сельское хозяйство. Химизация сельского хозяйства и ее направления. Удобрения и их классификация. Химические средства защиты растений..

Химия и экология. Химическое загрязнение окружающей среды. Охрана гидросферы атмосферы, почвы от хим. загрязнения,

Химия и повседневная жизнь человека. Моющие и чистящие средства. Химия и пища.

Химия и медицина

Систематизация и обобщение знаний по курсу общей химии

В соответствии с требованиями к уровню подготовки учащихся по окончании данного курса должен:

- обладать следующими знаниями:
 - стехиометрические законы химии;
 - строение атома;
 - периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
 - химическая связь;
 - химическая кинетика;
 - термодинамика;
 - классы неорганических соединений;
 - химия металлов и неметаллов;
 - теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова;
 - углеводороды;
 - кислородосодержащие органические соединения;
 - азотсодержащие органические соединения;
 - биологически активные вещества.
- свободно решать любые задачи, с использованием химической эрудиции, знания основных расчетных формул, применяемых в химии, и умения оперировать ими, распутывая решение сложных комбинированных задач;
- уметь применять на практике приобретенные знания для объяснения химических процессов происходящих в природе, быту и на производстве; возможности протекания химических процессов в различных условиях и оценки их последствий; влияния химических элементов, соединений и результатов различных химических превращений на живую клетку и организм человека;
- производить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников, использовать современные технологии для получения, обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;
- критически оценивать достоверность химической информации, поступающей из разных источников.

Конкретные требования к уровню подготовки определяются для каждого урока и включаются в поурочное планирование.

Учебно-тематический план

№ п/п	Тема	Количество часов	Практические работы	Контрольные работы
1	Атомно- молекулярное учение	14		
2	Строение атома. Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	13		
3	Строение вещества. Дисперсные системы	24		
4	Химические реакции	15		
6	Электролитическая диссоциация	10		1
7	Кинетика. Химическое равновесие	9		1
8	Классификация неорганических и органических веществ	15		
9	Металлы	17		1
10	Неметаллы	24		
11	Органические вещества	15		1
12	Химический практикум	8	8	
13	Химия и жизнь	6		
	Итого	170	8	4

Литература и средства обучения для учителя

1. О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова, А.Г. Введенская. Настольная книга учителя. Химия. 11 класс: часть I и II. - М.: Дрофа, 2005.
2. Программа по химии для поступающих в Саратовский Государственный Медицинский Университет. Саратов, 1998.
3. Программа по химии для поступающих в Рязанский Государственный Медицинский Университет им. ак. И.П. Павлова. Рязань, 2000.
4. В.М. Потапов. Органическая химия: учебное пособие для старших классов школ с углубленным изучением химии. М.: - Просвещение, 1995
5. Н. Кузьменко, В. Еремин, В. Попков. Химия для школьников старших классов и поступающих в ВУЗы. М.: - Дрофа, 1997
6. Н. Кузьменко, В. Еремин, В. Попков. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. В 2-х томах. М.: - Федеративная Книготорговая Компания, 1997
7. Г.П. Хомченко. Химия для поступающих в ВУЗы. М.: - Высшая школа, 1996
8. Р. Лидин, В. Молочко. Химия для абитуриентов. От средней школы к ВУЗу. М.: -Химия, 1993
9. И.Ю. Белавин. Учебное пособие для поступающих в ВУЗы. Решение задач по химии. Москва, 2002

Литература и средства обучения для обучающихся

1. О.С. Габриелян Химия 10 класс профильный уровень
2. О.С. Габриелян Рабочие тетради
3. Р. Лидин. Справочник по общей и неорганической химии. М.: Просвещение, 1997
4. Н.С. Новошинская, Н.Н. Новошинский пособие Переходные металлы