




Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение
«Центр образования № 7 имени Героя Советского Союза
Сергея Николаевича Судейского»

РАССМОТРЕНО на заседании МО протокол № 4 от 06.08.2020 	ПРИНЯТО на Педагогическом Совете протокол № 10 от 16.08.2020	УТВЕРЖДАЮ Директор  И.В.Симонова Приказ № от 4.08.2020 
---	---	--

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по учебному предмету «Химия» 8-9 класс
(наименование предмета, классы)

Учитель Никитина Наталья Геннадьевна

1. Пояснительная записка

Рабочая программа по химии для 8-9 классов разработана в соответствии с требованиями следующих **нормативных документов**:

- Федеральный закон от 29 декабря 2012 № 273-ФЗ «Об образовании Российской Федерации»;
- Федеральный государственный образовательный стандарт основного общего образования, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 17.12.2010 № 1897 с изменениями и дополнениями от 31.12.2015 № 1577;
- Примерная основная образовательная программа основного общего образования, одобренная решением федерального учебно-методического объединения по общему образованию (протокол от 08 апреля 2015 г. №1/15);
- Образовательная программа основного общего образования МБОУ «Центр образования № 7 имени Героя Советского Союза Сергея Николаевича Судейского» Зареченского района города Тулы;
- Учебный план МБОУ «Центр образования № 7 имени Героя Советского Союза Сергея Николаевича Судейского» Зареченского района города Тулы;
- Положение о рабочей программе МБОУ «Центр образования № 7 имени Героя Советского Союза Сергея Николаевича Судейского» Зареченского района города Тулы.

Рабочая программа составлена на основе **Программы** курса химии для 8-9 классов общеобразовательных учреждений О.С. Габриеляна. М.: Дрофа. 2016 г.

Данная программа предназначена для учащихся, изучающих химию по учебникам: О.С.Габриеляна «Химия 8 класс», «Химия 9 класс», М.: Дрофа. 2017 г.

В предметах естественно-математического цикла ведущую роль играет познавательная деятельность и соответствующие ей познавательные учебные действия. В связи с этим **основными целями обучения** химии в основной школе **являются**:

1) формирование у учащихся умения видеть и понимать ценность образования, значимость химического знания для каждого человека независимо от его профессиональной деятельности; умения различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей, формулировать и обосновывать собственную позицию;

2) формирование у учащихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественно-научной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности — природной, социальной, культурной, технической среды, используя для этого химические знания;

3) приобретение учащимися опыта разнообразной деятельности, познания и самопознания; ключевых навыков (ключевых компетентностей), имеющих универсальное значение для различных видов деятельности: решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, сотрудничества, безопасного обращения с веществами в повседневной жизни.

Задачами изучения учебного предмета «Химия» в 8-9 классах являются:

учебные: формирование системы химических знаний как компонента естественнонаучной картины мира;

развивающие: развитие личности обучающихся, их интеллектуальное и нравственное совершенствование, формирование у них гуманистических отношений и экологически целесообразного поведения в быту и в трудовой деятельности;

воспитательные: формирование умений безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; выработка понимания общественной потребности

в развитии химии, а также формирование отношения к химии как к возможной области будущей практической деятельности.

Общая характеристика учебного предмета «Химия»

В соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом основного общего образования учащиеся должны овладеть такими познавательными учебными действиями, как умение формулировать проблему и гипотезу, ставить цели и задачи, строить планы достижения целей и решения поставленных задач, проводить эксперимент и на его основе делать выводы и умозаключения, представлять их и отстаивать свою точку

зрения. Кроме этого, учащиеся должны овладеть приемами, связанными с определением понятий: ограничивать их, описывать, характеризовать и сравнивать. Следовательно, при изучении химии в основной школе учащиеся должны овладеть учебными действиями, позволяющими им достичь личностных, предметных и метапредметных образовательных результатов.

Предлагаемая программа по химии раскрывает вклад учебного предмета в достижение целей основного общего образования и определяет важнейшие содержательные линии предмета:

- **вещество** — знания о составе и строении веществ, их важнейших физических и химических свойствах, биологическом действии;
- **химическая реакция** — знания об условиях, в которых проявляются химические свойства веществ, способах управления химическими процессами;
- **применение веществ** — знания и опыт практической деятельности с веществами, которые наиболее часто употребляются в повседневной жизни, широко используются в промышленности, сельском хозяйстве, на транспорте;
- **язык химии** — система важнейших понятий химии и терминов, в которых они описываются, номенклатура неорганических веществ, т. е. их названия (в том числе и тривиальные), химические формулы и уравнения, а также правила перевода информации с естественного языка на язык химии и обратно.

При отборе содержания, конкретизирующего программу, учитывалось, что перед общим образованием не стоит задача профессиональной подготовки учащихся. Это определило построение курса как общекультурного, направленного, прежде всего на формирование и развитие интереса к изучению химии. Учтена основная особенность подросткового возраста — начало перехода от детства к взрослости, который характеризуется развитием познавательной сферы.

На этапе основного общего среднего образования происходит включение учащихся в проектную и исследовательскую деятельность, основу которой составляют такие универсальные учебные действия, как умение видеть проблемы, ставить вопросы, классифицировать, наблюдать, проводить эксперимент, делать выводы и умозаключения, объяснять, доказывать, защищать свои идеи, давать определения понятиям. Сюда же относятся приёмы, сходные с определением понятий: описание, характеристика, разъяснение, сравнение, различие. Формирование этих универсальных учебных действий начинается ещё в начальной школе, а в курсе химии основной школы происходит их развитие и совершенствование. В связи с этим резервные часы планируется использовать на формирование и развитие умений проектной и исследовательской деятельности, умение видеть проблемы, делать выводы и умозаключения.

Место учебного предмета в учебном плане

Рабочая программа по учебному предмету «Химия» входит в предметную область «Естественные предметы», рассчитана на 136 часов (8 класс 68ч/2ч в неделю, 9 класс 68ч/2ч в неделю из обязательной части учебного плана МБОУ «ЦО № 7»).

Формы, методы и средства обучения, технологии

В данном классе ведущими методами обучения предмету являются: объяснительно-иллюстративный и репродуктивный, хотя используется и частично-поисковый. На уроках используются элементы следующих технологий: личностно-

ориентированное обучение, обучение с применением опорных схем, ИКТ, проектная деятельность.

Используются следующие формы обучения: учебные занятия, экскурсии, наблюдения, опыты, эксперименты, работа с учебной и дополнительной литературой, анализ, мониторинг, исследовательская работа, презентация. Определенное место в овладении данным курсом отводится самостоятельной работе: подготовка творческих работ, сообщений, рефератов.

Формы промежуточной и итоговой аттестации

Промежуточная аттестация проводится **в форме:**

- тестов;
- контрольных работ;
- самостоятельных работ;
- практических работ;

Учащиеся проходят итоговую аттестацию – в виде ГИА.

2. Планируемые результаты освоения курса химии

При изучении химии в основной школе обеспечивается достижение личностных, метапредметных и предметных результатов.

Личностные:

в ценностно-ориентационной сфере — чувство гордости за российскую химическую науку, гуманизм, отношение к труду, целеустремленность;

формирование ценности здорового и безопасного образа жизни; усвоение правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в чрезвычайных ситуациях, угрожающих жизни и здоровью людей;

в трудовой сфере — готовность к осознанному выбору дальнейшей образовательной траектории;

в познавательной (когнитивной, интеллектуальной) сфере — умение управлять своей познавательной деятельностью.

формирование основ экологической культуры, соответствующей современному уровню экологического мышления, развитие опыта экологически ориентированной рефлексивно-оценочной и практической деятельности в жизненных ситуациях;

Метапредметные:

умение самостоятельно определять цели своего обучения, ставить и формулировать для себя новые задачи в учёбе и познавательной деятельности, развивать мотивы и интересы своей познавательной деятельности;

умение самостоятельно планировать пути достижения целей, в том числе альтернативные, осознанно выбирать наиболее эффективные способы решения учебных и познавательных задач;

умение соотносить свои действия с планируемыми результатами, осуществлять контроль своей деятельности в процессе достижения результата, определять способы действий в рамках предложенных условий и требований, корректировать свои действия в соответствии с изменяющейся ситуацией;

умение оценивать правильность выполнения учебной задачи, собственные возможности её решения;

владение основами самоконтроля, самооценки, принятия решений и осуществления осознанного выбора в учебной и познавательной деятельности;

умение определять понятия, создавать обобщения, устанавливать аналогии, классифицировать, самостоятельно выбирать основания и критерии для классификации, устанавливать причинно-следственные связи, строить логическое рассуждение, умозаключение (индуктивное, дедуктивное и по аналогии) и делать выводы;

умение создавать, применять и преобразовывать знаки и символы, модели и схемы для решения учебных и познавательных задач;

умение организовывать учебное сотрудничество и совместную деятельность с учителем и сверстниками; работать индивидуально и в группе: находить общее решение и

разрешать конфликты на основе согласования позиций и учёта интересов; формулировать, аргументировать и отстаивать своё мнение;

умение осознанно использовать речевые средства в соответствии с задачей коммуникации для выражения своих чувств, мыслей и потребностей; планирования и регуляции своей деятельности; владение устной и письменной речью, монологической контекстной речью;

формирование и развитие компетентности в области использования информационно-коммуникационных технологий;

формирование и развитие экологического мышления, умение применять его в познавательной, коммуникативной, социальной практике и профессиональной ориентации.

Предметные:

1. В познавательной сфере:

давать определения изученных понятий: «химический элемент», «атом», «ион», «молекула», «простые и сложные вещества», «вещество», «химическая формула», «относительная атомная масса», «относительная молекулярная масса», «валентность», «степень окисления», «кристаллическая решетка», «оксиды», «кислоты», «основания», «соли», «амфотерность», «индикатор», «периодический закон», «периодическая таблица», «изотопы», «химическая связь», «электроотрицательность», «химическая реакция», «химическое уравнение», «генетическая связь», «окисление», «восстановление», «электролитическая диссоциация», «скорость химической реакции»;

описывать демонстрационные и самостоятельно проведенные химические эксперименты;

описывать и различать изученные классы неорганических соединений, простые и сложные вещества, химические реакции;

классифицировать изученные объекты и явления;

делать выводы и умозаключения из наблюдений, изученных химических закономерностей, прогнозировать свойства неизученных веществ по аналогии со свойствами изученных;

структурировать изученный материал и химическую информацию, полученную из других источников;

моделировать строение атомов элементов 1-3 периодов, строение простых молекул;

2. В ценностно – ориентационной сфере:

анализировать и оценивать последствия для окружающей среды бытовой и производственной деятельности человека, связанной с переработкой веществ;

3. В трудовой сфере:

проводить химический эксперимент;

4. В сфере безопасности жизнедеятельности:

оказывать первую помощь при отравлениях, ожогах и других травмах, связанных с веществами и лабораторным оборудованием.

Планируемые результаты освоения программы 8 класса:

Учащийся 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;

учащийся 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;

3. Содержание курса 8 класс

Введение (4 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 вещества

Преращения веществ. Отличие химических реакций от физических явлений. Роль химии в жизни человека.

Краткие сведения из истории возникновения и развития химии. Период алхимии. Понятие о философском камне. Развитие химии на Руси. Роль отечественных ученых в становлении химической науки - работы М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.

Химическая символика. Знаки химических элементов и происхождение их названий. Химические формулы. Индексы и коэффициенты. Относительные атомная и молекулярная массы. Расчет массовой доли химического элемента по формуле вещества.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, ее структура: малые и большие периоды, группы и подгруппы (главная и побочная). Периодическая система как справочное пособие для получения сведений о химических элементах.

Расчетные задачи. 1. Нахождение относительной молекулярной массы вещества по его химической формуле. 2. Вычисление массовой доли химического элемента в веществе по его формуле.

Демонстрации. 1. Модели (шаростержневые) различных простых и сложных веществ. 2. Коллекция стеклянной химической посуды. 3. Коллекция материалов и изделий на основе алюминия. 4. Взаимодействие мрамора с кислотой и помутнение известковой воды. **Лабораторные опыты.** 1. Сравнение свойств твердых кристаллических веществ и растворов. 2. Сравнение скорости испарения воды, одеколona и этилового спирта с фильтровальной бумагой, свечой.

Тема 1. Атомы химических элементов (10 ч)

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 и 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.

Электроны. Строение электронных уровней атомов химических элементов малых периодов периодической системы Д. И. Менделеева. Понятие о завершнном и незавершнном электронном слое (энергетическом 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 химических элементов-неметаллов между собой - образование двухатомных молекул простых веществ. Ковалентная неполярная химическая связь.

Электронные и структурные формулы.

Взаимодействие атомов химических элементов-неметаллов между собой. Электроотрицательность. Понятие о ковалентной полярной связи. Понятие о валентности как свойстве атомов образовывать ковалентные химические связи. Составление формул бинарных соединений по валентности.

Взаимодействие атомов химических элементов-металлов между собой - образование металлических кристаллов. Понятие о металлической связи. **Демонстрации.** Модели атомов химических элементов. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. **Лабораторные опыты.** 3. Моделирование принципа действия сканирующего микроскопа. 4. Изготовление моделей бинарных соединений. 5. Изготовление модели, иллюстрирующей свойства металлической связи.

Тема 2. Простые вещества (7 ч)

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.

Важнейшие простые вещества – неметаллы. 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 и олова. Металлические и неметаллические свойства простых веществ. Относительность деления простых веществ на металлы и неметаллы.

Число Авогадро. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярный объем газообразных веществ. Кратные единицы 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», «постоянная Авогадро».

Расчетные задачи. 1. Вычисление молярной массы веществ по химическим формулам. 2. Расчеты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро». **Демонстрации.** Образцы белого и серого олова, белого и красного фосфора. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль. Модель молярного объема газообразных веществ. **Лабораторные опыты.** 6. Ознакомление с коллекциями металлов.

7. Ознакомление с коллекциями неметаллов.

Тема 3. Соединения химических элементов (13 ч)

Степень окисления. Сравнение степени окисления и валентности. Определение степени окисления элементов по химической формуле соединения. Составление формул бинарных соединений, общий способ их называния.

Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, хлориды, сульфиды и др. Составление их формул.

Бинарные соединения неметаллов: оксиды, летучие водородные соединения, их состав. Представители оксидов: вода, углекислый газ и негашеная известь. Представители летучих водородных соединений: хлороводород и аммиак. Основания, их состав и названия. Растворимость оснований в воде. Таблица растворимости гидроксидов и солей в воде. Представители щелочей: гидроксиды натрия, калия и кальция. Понятие о качественных реакциях. Индикаторы. Изменение окраски индикаторов в щелочной среде.

Кислоты, их состав и названия. Классификация кислот. Представители кислот: серная, соляная и азотная. Понятие о шкале кислотности. Изменение окраски индикаторов

в кислотной среде.

Соли как производные кислот и оснований. Их состав и названия. Растворимость солей в воде. Представители солей: хлорид натрия, карбонат и фосфат кальция.

Аморфные и кристаллические вещества.

Межмолекулярные взаимодействия. Типы кристаллических решеток: ионная, атомная, молекулярная и металлическая. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток. Вещества молекулярного и немолькулярного строения. Закон постоянства состава для веществ молекулярного строения.

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. **Расчетные задачи.** 1. Расчет массовой и объемной долей компонентов смеси веществ. 2. Вычисление массовой доли вещества в растворе по известной массе растворенного вещества и массе растворителя. 3. Вычисление массы растворенного вещества и растворителя, необходимых для приготовления определенной массы раствора с известной массовой долей растворенного вещества.

Демонстрации. Образцы оксидов, кислот, оснований и солей. Модели кристаллических решеток хлорида натрия, алмаза, оксида углерода (IV). Кислотно-щелочные индикаторы, изменение окраски в различных средах, универсальный индикатор и изменение его окраски в различных средах. **Лабораторные опыты.** 8. Ознакомление с коллекциями оксидов. 9. Ознакомление со свойствами аммиака. 10. Качественные реакции на углекислый газ. 11. Определение pH растворов кислоты, щелочи и воды. 12. Определение pH растворов лимонного и яблочного соков на срезе плодов. 13. Ознакомление с коллекциями солей. 14. Ознакомление с коллекцией веществ с разным типом кристаллической решетки. Изготовление моделей, кристаллических решеток. 15. Ознакомление с образцами горной породы. 16. Очистка загрязненной поваренной соли.

Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (13ч)

Понятие явлений как изменений, происходящих с веществами.

Явления, связанные с изменением кристаллического строения вещества при постоянном его составе, физические явления. Физические явления в химии: дистилляция, кристаллизация, выпаривание и возгонка веществ, центрифугирование.

Явления, связанные с изменением состава вещества, - химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций. Понятие об экзо- и эндотермических реакциях. Реакции горения как частный случай экзотермических реакций, протекающих с выделением света.

Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций.

Расчеты по химическим уравнениям. Решение задач на нахождение количества вещества, массы или объема продукта реакции по количеству вещества, 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. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты.

Реакции соединения. Каталитические и некаталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции.

Реакции замещения. Электрохимический ряд напряжений металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и растворами кислот. Реакции вытеснения одних металлов из растворов их солей другими металлами.

Реакции обмена. Реакции нейтрализации. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца.

Типы химических реакций (по признаку «число и состав исходных веществ и

продуктов реакции») на примере свойств воды. Реакция разложения - электролиз воды. Реакции соединения - взаимодействие воды с оксидами металлов и неметаллов. Понятие «гидроксиды». Реакции замещения - взаимодействие воды с щелочными и щелочноземельными металлами. Реакции обмена (на примере гидролиза сульфида алюминия и карбида кальция).

Расчетные задачи. 1. Вычисление по химическим уравнениям массы или количества вещества по известной массе или количеству вещества одного из вступающих в реакцию веществ или продуктов реакции. 2. Вычисление массы (количества вещества, объема) продукта реакции, если известна масса исходного вещества, содержащего определенную долю примесей. 3. Вычисление массы (количества вещества, объема) продукта реакции, если известна масса раствора и массовая доля растворенного вещества.

Демонстрации. Примеры физических явлений. 1. Плавление парафина. 2. Возгонка йода или бензойной кислоты. 3. Растворение окрашенных солей. 4. Диффузия душистых веществ. **Примеры химических явлений:** а) горение магния; 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) взаимодействие разбавленных кислот с металлами. Разложение пероксида водорода помощью диоксида марганца.

Лабораторные опыты. 17. Прокаливание меди в пламени спиртовки или горелки. 18. Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом.

Тема 5. Практикум 1. Простейшие операции с веществом (3ч)

Практическая работа № 1

Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Лабораторное оборудование и обращение с ним.

Практическая работа № 2

Признаки химических реакций и их классификация.

Практическая работа № 3

Приготовление раствора сахара с заданной массовой долей

Тема 6. Теория электролитической диссоциации и свойства классов неорганических соединений (17 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.

Понятие об электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации электролитов с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакции обмена между электролитами до конца в свете ионных представлений.

Классификация ионов и их свойства.

Кислоты, их классификация. Диссоциация кислот и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Молекулярные и ионные уравнения реакций кислот. Взаимодействие кислот с металлами. Электрохимический ряд напряжений металлов. Взаимодействие кислот с металлами и 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 кислотами, кислотными оксидами и солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств оснований. Разложение нерастворимых оснований при нагревании. Соли, их классификация и диссоциация в свете ТЭД. различных типов солей. Свойства солей в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие солей с металлами, условия протекания этих реакций. Взаимодействие солей с кислотами,

основаниями и солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств солей. Обобщение сведений об оксидах, их классификации и химических свойствах. Генетические ряды металлов и неметаллов. Генетическая связь между классами неорганических веществ. ОВР.

Определение степени окисления для элементов, образующих вещества разных классов. Реакции ионного обмена и ОВР. Окислитель и восстановитель, окисление и восстановление.

Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Свойства простых веществ - металлов и неметаллов, кислот и солей в свете представлений об окислительно-восстановительных процессах. **Демонстрации.** Испытание веществ и их растворов на электропроводность. Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации.

Лабораторные опыты. 19. Реакции, характерные для растворов кислот (соляной или серной). 20. Получение и свойства нерастворимого основания, например гидроксида меди (II). 21. Взаимодействие растворов хлорида натрия и нитрата серебра. 22. Реакции, характерные для растворов щелочей (гидроксидов натрия или калия). 23. Реакции, характерные для растворов солей (например, для хлорида меди (II)). 24. Реакции, характерные для основных оксидов (например, для оксида кальция). Реакции, характерные для кислотных оксидов (например, для углекислого газа).

Тема 7. Практикум 2.

Свойства растворов электролитов (1 ч)

Практическая работа № 4. Решение экспериментальных задач по ТЭД.

Планируемые результаты освоения программы 9-го класса

Выпускник научится:

- 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;
- 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;
- готовить 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, основных;
- 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:

- 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.

3. Содержание курса

9 класс

Введение. Общая характеристика химических элементов и химических реакций. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (10 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—3-го 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 катализ. 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.

Тема 1. Металлы (18 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. 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. 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 Fe^{+2} и Fe^{+3} .

Соединения железа и их свойства: оксиды, гидроксиды и соли железа (II и III). 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.

7. Взаимодействие растворов кислот и солей с металлами. 8. Ознакомление с рудами железа. 9. Окрашивание пламени солями щелочных металлов. 10. Получение

гидроксида кальция и исследование его свойств. 11. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств. 12. Взаимодействие железа с соляной кислотой. 13. Получение гидроксидов железа (II) и (III) и изучение их свойств.

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

1. Осуществление цепочки химических превращений. 2. Решение экспериментальных задач на распознавание и получение соединений металлов.

Тема 3. Неметаллы (23ч)

Общая характеристика неметаллов: положение в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, особенности строения атомов, электроотрицательность (ЭО), ряд ЭО. Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл» и «неметалл». Кислород - химический элемент и простое вещество. Физические и химические свойства кислорода. Получение и применение кислорода.

Водород. Положение водорода в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома и молекулы. Физические и химические свойства водорода, его получение и применение.

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 галогены их физические и химические свойства. Краткие сведения о хлоре, бrome, фторе и йоде. Основные соединения галогенов: хлороводород, хлороводородная кислота и её соли. Применение галогенов и их соединений в народном хозяйстве.

Сера.

Строение атома, аллотропия, свойства и применение ромбической серы. Соединения серы: сероводород, сульфиды. Оксиды серы (IV) и (VI), их получение, свойства и применение. Серная кислота и ее соли, их применение в народном хозяйстве. Производство серной кислоты.

Азот.

Строение атома и молекулы, свойства простого вещества. Аммиак, строение, свойства, получение и применение. 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.

Фосфор.

Строение атома, аллотропия, свойства белого и красного фосфора, их применение. Основные соединения: оксид фосфора (V) и ортофосфорная кислота, фосфаты. Фосфорные удобрения.

Углерод.

Строение атома, аллотропия, свойства модификаций, применение. Оксиды углерода (II) и (IV), их свойства и применение. Угольная кислота. 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 галогенов с натрием, с алюминием. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей. 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.

14. Получение и распознавание водорода. 15. Растворение перманганата калия или медного купороса в воде. 16. Гидратация обезвоженного сульфата меди (II). 17. Качественная реакция на галогенид-ионы. 18. Получение и распознавание кислорода. 19. Свойства разбавленной серной кислоты. 20. Изучение свойств аммиака. 21. Распознавание солей аммония. 22. Распознавание фосфатов. 23. Разложение гидрокарбоната натрия. 24. Получение кремневой кислоты и изучение ее свойств.

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

3. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа галогенов». 4. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода». 5. Получение, собиранье и распознавание газов.

Тема 5. Первоначальные сведения об органических веществах. (5 ч)

Первоначальные сведения о строении органических веществ. Вещества органические и неорганические. Причины многообразия органических соединений. Химическое строение органических соединений. Молекулярные и структурные формулы органических веществ. Углеводороды. Метан и этан: строение молекул. Горение метана и этана. Дегидрирование этана. Применение метана.

Химическое строение молекулы этилена. Двойная связь. Взаимодействие этилена с водой. Реакции полимеризации этилена. Полиэтилен и его значение.

Кислородсодержащие органические соединения.

Понятие о предельных одноатомных спиртах на примере метанола и этанола. Трехатомный спирт - глицерин.

Одноосновные предельные карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства и применение. Стеариновая кислота как представитель жирных карбоновых кислот.

Биологически важные вещества.

Реакции этерификации и понятие о сложных эфирах. Жиры как сложные эфиры глицерина и жирных кислот.

Понятие об аминокислотах. Реакции поликонденсации. Белки, их строение и биологическая роль.

Понятие об углеводах. Глюкоза, ее свойства и значение. Крахмал и целлюлоза, их биологическая роль.

Демонстрации.

Модели молекул метана и других углеводородов. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. Качественная реакция на многоатомные спирты. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра. Качественная реакция на крахмал. Цветные реакции белка.

Лабораторные опыты.

25. Изготовление моделей молекул углеводородов. 26. Свойства глицерина. 27. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II) при нагревании и без нагревания. 28. Взаимодействие крахмала с иодом.

Тема 6. Обобщение знаний по химии за курс основной школы. Подготовка к государственной итоговой аттестации (ГИА) (7 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.

4. Тематическое планирование 8 класс

№	Название раздела	Кол-во часов	Кол-во пр/раб	Кол-во к/раб	Основные виды учебной деятельности
	Введение	4			Объясняют, что предметом изучения химии являются вещества, их свойства и превращения. Различают тела и вещества, три агрегатных состояния веществ, физические и химические явления, простые и сложные вещества.
1	Атомы химических элементов.	10		1	Описывают строение атома и строение ядра. Объясняют понятие «энергетический уровень». Составляют схемы распределения электронов по уровням, подуровням, орбиталям. Характеризуют механизмы образования ионной и ковалентной связи. Используют знаковое моделирование. Составляют схемы образования разных типов связи. Сравнивают понятия «валентность» и «степень окисления».
2	Простые вещества.	7			Классифицируют простые вещества. Выделяют существенные признаки оксидов, гидроксидов, солей. Составляют их формулы, дают им названия. Распознают кислоты и щелочи с помощью индикаторов. Объясняют понятия «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем». Решают задачи с использованием этих

					понятий.
3	Соединения химических элементов.	13		1	Классифицируют сложные вещества. Выделяют существенные признаки оксидов, гидроксидов, солей. Составляют их формулы, дают им названия. Распознают кислоты и щелочи с помощью индикаторов. Иллюстрируют генетическую связь между веществами.
4	Изменения, происходящие с веществами.	13		1	Формулируют закон сохранения массы веществ. Составляют на его основе химические уравнения. Транслируют информацию, которую несут химические уравнения. Классифицируют химические реакции по числу и составу реагентов и продуктов. Производят расчеты по химическим уравнениям.
5	Практикум № 1	3	3		Работают с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами ТБ. Наблюдают и описывают химический эксперимент.
6	ТЭД и свойства классов неорганических соединений.	17		1	Характеризуют общие химические свойства оксидов кислот, оснований, солей. Составляют уравнения реакций, характеризующих эти свойства в свете ТЭД. Проводят опыты, подтверждающие химические свойства данных веществ. Применяют понятия «окисление» и «восстановление» для характеристики химических свойств веществ.
7	Практикум № 2	1	1		Работают с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами ТБ. Наблюдают и описывают химический эксперимент.
	Всего часов	68	4	4	

Тематическое планирование 9 класс

№	Название раздела	Кол-во часов	Кол-во пр/работ	Кол-во контр/работ	Основные виды учебной деятельности
	Введение. Общая характеристика химических элементов и химических реакций. Периодический закон и ПСХЭ Д.И.Менделеева.	10		1	Характеризуют химические элементы 1-3 периода по их положению в периодической системе. Формулируют периодический закон. Объясняют структуру и информацию, которую несет периодическая система химических элементов. Раскрывают физический смысл порядкового номера, номера периода и номера группы. Объясняют закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Получают информацию из различных источников, анализируют ее, ведут научную дискуссию, отстаивают свою точку зрения.
1	Металлы.	18		1	Объясняют, что такое металлы. Характеризуют химические элементы-металлы по их положению в периодической системе. Устанавливают причинно-следственные связи между строением атома, видом химической связи у металлов - простых веществ и их соединений. Обобщают систему химических свойств металлов как восстановительные свойства.
2	Практикум № 1. Свойства металлов и их соединений.	2	2		Работают с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами ТБ. Наблюдают и описывают химический

					эксперимент.
3	Неметаллы.	23		1	Объясняют, что такое неметаллы. Характеризуют химические элементы-неметаллы и строение, свойства простых веществ – неметаллов. Устанавливают причинно-следственные связи между строением атома, видом химической связи у неметаллов - простых веществ и их соединений. Объясняют зависимость окислительно-восстановительных свойств элементов- неметаллов от их положения в периодической системе. Доказывают относительность понятий «металл» и «неметалл».
4	Практикум № 2. Свойства неметаллов и их соединений.	3	3		Работают с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами ТБ. Наблюдают и описывают химический эксперимент.
5	Первоначальные сведения об органических веществах.	5			Называют органические вещества по их формуле. Классифицируют их. Оценивают влияние химического загрязнения окружающей среды на организм человека.
6	Обобщение знаний за курс основной школы. Подготовка к итоговой аттестации (ГИА)	7		1	Проводят оценку собственных достижений в усвоении изученного материала. Выполняют тесты по темам курса. Корректируют свои знания в соответствии с планируемым результатом.
	Всего	68	5	4	

5. Учебно-методическое обеспечение .

Класс	Программа	Учебное пособие	Методический материал	Дидактический материал
8.	рабочая программа	Учебник: О.С.Габриелян. Химия. 8 класс. «Дрофа»,М., 2017	Габриелян О.С., Воскобойникова Н.П., Яшукова А.В. Настольная книга учителя. Химия 8 класс. Методическое пособие. – М. Дрофа. Габриелян О.С., Рунов Н.Н., Толкунов В.И. Химический эксперимент в школе. 8 класс – М.: Дрофа. Поурочные планы по учебнику О.С. Габриеляна Химия 8 класс.	Габриелян О.С. Изучаем химию в 8 классе.: дидактические материалы. – М.:Блик плюс. Химия: 8 класс контрольные и проверочные работы к учебнику О.С. Габриеляна «Химия. 8 класс». О.С. Габриелян, П.Н. Березкин, А.А.Ушакова – М.: Дрофа Габриелян О.С., Воскобойникова Н.П. Химия в тестах, задачах, упражнениях. 8-9 класс – М.: Дрофа
9.	рабочая программа	Учебник: О.С.Габриелян. Химия. 9 класс. «Дрофа», М., 2017.	Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Настольная книга учителя. Химия 9 класс Методическое пособие. М. Дрофа. Поурочные планы по учебнику О.С.Габриеляна Химия 9 класс.	Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Изучаем химию в 9 классе.: дидактические материалы. – М.:Блик плюс. Химия: 9 класс контрольные и проверочные работы к учебнику О.С. Габриеляна «Химия. 9 класс». О.С. Габриелян, П.Н. Березкин, А.А.Ушакова – М.: Дрофа. Габриелян О.С., Воскобойникова Н.П. Химия в тестах, задачах, упражнениях. 8-9 класс – М.: Дрофа.

6. Критерии оценивания знаний учащихся

Формы контроля знаний: промежуточные и итоговые тестовые контрольные работы, самостоятельные работы; фронтальный и индивидуальный опрос; отчеты по практическим работам; творческие задания (защита проектов, моделирование процессов и объектов).

Критерии оценки учебной деятельности.

Результатом проверки уровня усвоения учебного материала является отметка. Проверка и оценка знаний проходит в ходе текущих занятий в устной или письменной форме.

При оценке знаний учащихся предполагается обращать внимание на правильность, осознанность, логичность и доказательность в изложении материала, точность использования терминологии, самостоятельность ответа.

Устный ответ.

Примечание. По окончании устного ответа учащегося педагогом даётся краткий анализ ответа, объявляется мотивированная оценка. Возможно привлечение других учащихся для анализа ответа, самоанализ, предложение оценки.

1. Оценка устного ответа.

Отметка «5»: - ответ полный и правильный на основании изученных теорий;- материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком;- ответ самостоятельный.

Ответ «4»; - ответ полный и правильный на основании изученных теорий; - материал изложен в определенной логической последовательности, при этом допущены две-три несущественные ошибки, исправленные по требованию учителя.

Отметка «3»: - ответ полный, но при этом допущена существенная ошибка или ответ неполный, несвязный.

Отметка «2»: - при ответе обнаружено непонимание учащимся основного содержания учебного материала или допущены существенные ошибки, которые учащийся не может исправить при наводящих вопросах учителя, отсутствие ответа.

2. Оценка экспериментальных умений.

- Оценка ставится на основании наблюдения за учащимся и письменного отчета за работу. Отметка «5»: - работа выполнена полностью и правильно, сделаны правильные наблюдения и выводы; - эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и оборудованием;- проявлены организационно - трудовые умения, поддерживаются чистота рабочего места и порядок (на столе, экономно используются реактивы).

Отметка «4»:- работа выполнена правильно, сделаны правильные наблюдения и выводы, но при этом эксперимент проведен не полностью или допущены несущественные ошибки в работе с веществами и оборудованием.

Отметка «3»:- работа выполнена правильно не менее чем наполовину или допущена существенная ошибка в ходе эксперимента в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности на работе с веществами и оборудованием, которая исправляется по требованию учителя.

Отметка «2»:- допущены две (и более) существенные ошибки в ходе: эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которые учащийся не может исправить даже по требованию учителя;- работа не выполнена, у учащегося отсутствуют экспериментальные умения.

3. Оценка самостоятельных письменных и контрольных работ.

Оценка "5" ставится, если ученик:

- выполнил работу без ошибок и недочетов;
- допустил не более одного недочета.

Оценка "4" ставится, если ученик выполнил работу полностью, но допустил в ней:

- не более одной негрубой ошибки и одного недочета;
- или не более двух недочетов.

Оценка "3" ставится, если ученик правильно выполнил не менее половины работы или допустил:

- не более двух грубых ошибок;
- или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета;
- или не более двух-трех негрубых ошибок;
- или одной негрубой ошибки и трех недочетов;
- или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.

Оценка "2" ставится, если ученик:

- допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка "3";
- или если правильно выполнил менее половины работы.

Примечание.

Учитель имеет право поставить ученику оценку выше той, которая предусмотрена нормами, если учеником оригинально выполнена работа.

Оценки с анализом доводятся до сведения учащихся, как правило, на последующем уроке, предусматривается работа над ошибками, устранение пробелов.

4. Оценка тестовых работ.

Оценка тестовых работ.

Тесты, состоящие из пяти вопросов можно использовать после изучения каждого материала (урока). Тест из 10—15 вопросов используется для периодического контроля. Тест из 20—30 вопросов необходимо использовать для итогового контроля. При оценивании используется следующая шкала:

для теста из пяти вопросов

«5» - нет ошибок

«4» - одна ошибка

«3» - две ошибки

«2» - три ошибки

Для тестов из 10 – 30 вопросов

«5» - при выполнении более 80 %

«4» - при выполнении 80% - 60%

«3» – при выполнении 60% - 40%

«2» - при выполнении менее 40%

Пакет оценочных материалов.

Контрольная работа №1

По теме:

«Атомы химических элементов»

Вариант № 1

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Rb, Li, K

б) Расположить химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: Si, P, Mg

2. Определить вид химической связи для следующих веществ: O_2 , Na, KCl, H_2S . Составить схемы образования любых двух видов связи.

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов хлора ^{37}Cl и ^{35}Cl и кислорода ^{17}O и ^{18}O .

4. Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням:

2, 8, 2; 2, 2; 2, 8, 6.

Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).

5. Запишите названия и символы трех частиц (1 атома и двух ионов), расположение электронов, у которых соответствует следующему ряду чисел:

2, 8, 8.

Вариант № 2

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Al, P, Mg.

б) Расположить химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: F, I, Br.

2. Определите вид химической связи для следующих веществ: N_2 , Ca, NaCl, SO_2 . Составить схемы образования любых двух видов связи.

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов аргона ^{39}Ar и ^{40}Ar и калия ^{39}K и ^{40}K .

4. Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням:

2, 8, 5; 2; 2, 8, 3.

Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).

5. Запишите названия и символы трех частиц (1 атома и двух ионов), расположение электронов, у которых соответствует следующему ряду чисел: 2.

Вариант № 3

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Ge, Pb, Si.

б) Расположить химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: S, Al, P.

2. Определить вид химической связи для следующих веществ: F_2 , Li, $MgCl_2$, SCl_2 .

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов фосфора ^{31}P и ^{32}P и неона ^{20}Ne и ^{21}Ne .

4. Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням:

2, 8, 7; 2, 6; 2, 8, 1.

Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).

5. Запишите названия и символы трех ионов, расположение электронов у которых соответствует следующему ряду чисел: 2, 8.

Контрольная работа №2

По теме:

«Соединения химических элементов»

Вариант №1

1. Определите степень окисления элементов в соединениях:
 Mg_2C ; CS_2 ; SO_3 ;
 MgO ; $KMnO_4$.
2. Используя степени окисления элементов, составьте формулы соединений лития и хлора
алюминия и кислорода
бария и фосфора.
3. Выпишите в отдельные столбики оксиды, соли, кислоты, основания. *И дайте им названия.*
 H_2SO_4 ; P_2O_5 ; $Cu(OH)_2$;
 HNO_3 ; $FeSO_4$; KCl ;
 Fe_2O_3 ; KOH .
4. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в %.
 m вещества = 16 г.
 $m H_2O = 225$ г.

Вариант №2

1. Определите степень окисления элементов в соединениях:
 FeO ; Li_3N ; Mg_3N_2 ; Na_2S ; Na_2CO_3 .
2. Используя степени окисления составьте формулы соединений: бария и кислорода
углерода и хлора
фосфора и кислорода
3. Выпишите в отдельные столбики оксиды, соли, кислоты, основания. *И дайте им названия.*
 K_2S ; HCl ; CuO ; H_3PO_4 ;
 $AlCl_3$; $NaOH$; Li_2O ;
 $Ba(OH)_2$.
4. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в %
 m вещества = 53,5 г.
 $V H_2O = 480$ мл.

Контрольная работа №3

По теме:

«Изменения, происходящие с веществами»

Вариант №1

1. Расставить коэффициенты и указать тип реакций.



2. Составить уравнения реакций между:

а) натрием и соляной кислотой

б) оксидом калия и серной кислотой

3. Сколько граммов магния можно сжечь в 112 литрах кислорода?

Вариант №2

1. Расставьте коэффициенты и укажите тип реакции.



2. Составить уравнения реакций между:

а) цинком и фосфорной кислотой

б) оксидом железа (III) и азотной кислотой.

3. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии 6,5 г. цинка с соляной кислотой.

Вариант №3

1. Расставить коэффициенты и указать тип реакций.



2. Составить уравнения реакций между:

а) водородом и оксидом марганца (IV)

б) хлоридом бария и сульфатом меди (II)

3. Сколько граммов оксида фосфора(V) получится при сжигании 6,2 грамм фосфора в кислороде.

Контрольная работа №4

По теме:

«Теория электролитической диссоциации и свойства классов неорганических веществ»

Вариант 1

1. В один столбик запишите электролиты, а в другой неэлектролиты. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuO , H_2 , H_2SiO_3 .
2. Запишите уравнения реакций в молекулярном, **полном** ионном и сокращенном ионном виде:
 $\text{FeSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

Вариант 2

1. В один столбик запишите электролиты, а в другой неэлектролиты. MgO , CaCl_2 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Al , CH_4 .
2. Запишите уравнения реакций в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде:
 $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
 $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$.

Тест

По теме:

«Простые вещества»

Тест 20.3

1. Простое вещество — металл у элемента
1) P 2) Na 3) N 4) Ne
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) Ca 2) C 3) Cs 4) Co
3. Барий образует ионы
1) Ba^{2+} 2) Ba^+ 3) Ba^{2-} 4) Ba^{3+}
4. Электронное строение внешнего уровня атома металла
1) $1s^2$ 2) $2s^2$ 3) $2s^2 2p^2$ 4) $2s^2 2p^4$
5. Наиболее тугоплавкий металл
1) Au 2) Al 3) W 4) Fe
6. Газообразный неметалл при комнатной температуре
1) Cl₂ 2) Si 3) S 4) Br₂
7. Имеет металлический блеск
1) красный фосфор 2) иод
3) белый фосфор 4) сера
8. Количество вещества атомов кислорода в 0,4 моль фосфорной кислоты H₃PO₄ равно
1) 1,6 моль 2) 0,4 моль
3) 0,8 моль 4) 0,1 моль
9. Число молекул в 6 г водорода равно
1) $1,6 \cdot 10^{24}$ 2) $1,8 \cdot 10^{24}$
3) $2,0 \cdot 10^{24}$ 4) $2,2 \cdot 10^{24}$
10. Объем 15 г хлора Cl₂ при н. у. равен
1) 4,13 л 2) 4,53 л 3) 4,53 л 4) 4,73 л

Тест 20.1

1. Простое вещество — металл у элемента
1) Ag 2) As 3) Al 4) At
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) Nd 2) Ni 3) Na 4) Ne
3. Бериллий образует ионы
1) Be^{3+} 2) Be^{2-} 3) Be^{2+} 4) Be^+
4. Электронное строение внешнего уровня металла
1) $1s^2$ 2) $2s^2 2p^1$ 3) $3s^2 3p^2$ 4) $3s^2 3p^1$
5. Наиболее электропроводный металл
1) Ag 2) Al 3) Fe 4) Zn
6. Твердый неметалл при комнатной температуре
1) F₂ 2) Cl₂ 3) Br₂ 4) I₂
7. Аллотропная модификация кислорода
1) карбин 2) графит
3) озон 4) азот
8. Количество вещества атомов водорода в 0,5 моль метана CH₄ равно
1) 1,0 моль 2) 2,0 моль
3) 1,5 моль 4) 0,5 моль
9. Число молекул в 68 г аммиака NH₃ равно
1) $2,4 \cdot 10^{24}$ 2) $2,2 \cdot 10^{24}$
3) $2,0 \cdot 10^{24}$ 4) $1,8 \cdot 10^{24}$
10. Масса 5,09 л оксида азота(II) N₂O при н. у. равна
1) 7 г 2) 8 г 3) 9 г 4) 10 г

Тест 20.2

1. Простое вещество — металл у элемента
1) Co 2) C 3) F 4) Br
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) Pd 2) Pt 3) P 4) Pb
3. Галлий образует ионы
1) Ga⁺ 2) Ga²⁺ 3) Ga³⁺ 4) Ga³⁻
4. Электронное строение внешнего уровня атома неметалла
1) 3s² 2) 2s² 3) 1s² 4) 4s²
5. Наиболее пластичный металл
1) Fe 2) Au 3) Cu 4) Cr

6. Жидкий металл при комнатной температуре

- 1) S 2) I₂ 3) Br₂ 4) Cl₂

7. Аллотропная модификация углерода

- 1) алмаз 2) белый фосфор
3) озон 4) углекислый газ

8. Количество вещества аммиака NH₃, в котором содержится 1,2 моль атомов водорода, равно

- 1) 0,4 моль 2) 1,2 моль
3) 0,3 моль 4) 0,6 моль

9. Масса 1,4 моль углекислого газа CO₂ равна

- 1) 55,7 г 2) 57,8 г 3) 59,2 г 4) 61,6 г

10. Объем 4,84 · 10²³ молекул газа при н. у. равен

- 1) 18 л 2) 17 л 3) 16 л 4) 15 л

Тест 20.4

1. Простое вещество — металл у элемента

- 1) Se 2) Si 3) S 4) Sr

2. Простое вещество — неметалл у элемента

- 1) B 2) Be 3) Ba 4) Bi

3. Литий образует ионы

- 1) Li²⁺ 2) Li⁺ 3) Li³⁺ 4) Li⁰

4. Электронное строение внешнего уровня атома неметалла

- 1) 1s¹ 2) 2s¹ 3) 5s¹ 4) 4s¹

5. При комнатной температуре жидкий металл

- 1) Zn 2) Al 3) Ag 4) Hg

6. Твердый неметалл при комнатной температуре

- 1) H₂ 2) C 3) O₃ 4) Br₂

7. Электрический ток проводит

- 1) алмаз 2) сера 3) iod 4) графит

8. Количество вещества воды, в котором содержится 2,4 моль атомов водорода, равно

- 1) 4,8 моль 2) 2,4 моль
3) 0,6 моль 4) 1,2 моль

9. Масса 0,3 моль SO₃ равна

- 1) 20 г 2) 22 г 3) 24 г 4) 26 г

10. Число молекул в 48,4 л газа при н. у. равно

- 1) 1,2 · 10²⁴ 2) 1,3 · 10²⁴
3) 1,4 · 10²⁴ 4) 1,5 · 10²⁴

Вариант №1

1. Расставить коэффициенты и указать тип реакций.



2. Составить уравнения реакций между:

а) натрием и соляной кислотой

б) оксидом калия и серной кислотой

3. Сколько граммов магния можно сжечь в 112 литрах кислорода?

Вариант №2

1. Расставьте коэффициенты и укажите тип реакции.



2. Составить уравнения реакций между:

а) цинком и фосфорной кислотой

б) оксидом железа (III) и азотной кислотой.

3. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии 6,5 г. цинка с соляной кислотой.

Вариант №3

1. Расставить коэффициенты и указать тип реакций.



2. Составить уравнения реакций между:

а) водородом и оксидом марганца (IV)

б) хлоридом бария и сульфатом меди (II)

3. Сколько граммов оксида фосфора(V) получится при сжигании 6,2 грамм фосфора в кислороде.

Вариант №1

1. Определите степень окисления элементов в соединениях:



2. Используя степени окисления элементов, составить формулы соединений лития и хлора алюминия и кислорода бария и фосфора.

3. Выпишите в отдельные столбики оксиды, соли, кислоты, основания. И дайте им названия.



4. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в %.

m вещества = 16 г.

$m H_2O$ = 225 г.

Вариант №2

1. Определите степень окисления элементов в соединениях:



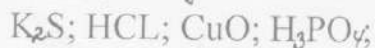
2. Используя степени окисления составить формулы соединений:

бария и кислорода

углерода и хлора

фосфора и кислорода

3. Выпишите в отдельные столбики оксиды, соли, кислоты, основания. И дайте им названия.



4. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в %

m вещества = 53,5 г.

$V H_2O$ = 480 мл.

Вариант № 1

- а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Rb, Li, K.
б) Расположить химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: Si, P, Mg.
- Определить вид химической связи для следующих веществ: O_2 , Na, KCl, H_2S . Составить схемы образования любых двух видов связи.
- Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов хлора ^{37}Cl и ^{35}Cl и кислорода ^{17}O и ^{18}O .
- Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням:
2, 8, 2; 2, 2; 2, 8, 6.
Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).
- Запишите названия и символы трех частиц (1 атома и двух ионов), расположение электронов, у которых соответствует следующему ряду чисел: 2, 8, 8.

Вариант № 2

- а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Al, P, Mg.
б) Расположить химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: F, I, Br.
- Определите вид химической связи для следующих веществ: N_2 , Ca, NaCl, SO_2 . Составить схемы образования любых двух видов связи.
- Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов аргона ^{39}Ar и ^{40}Ar и калия ^{39}K и ^{40}K .
- Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням:
2, 8, 5; 2; 2, 8, 3.
Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).
- Запишите названия и символы трех частиц (1 атома и двух ионов), расположение электронов, у которых соответствует следующему ряду чисел: 2.

Вариант № 3

- а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Ge, Pb, Si.
б) Расположить химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: S, Al, P.
- Определить вид химической связи для следующих веществ: F_2 , Li, $MgCl_2$, SCl_2 .
- Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов фосфора ^{31}P и ^{32}P и неона ^{20}Ne и ^{21}Ne .
- Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням:
2, 8, 7; 2, 6; 2, 8, 1.
Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).
- Запишите названия и символы трех ионов, расположение электронов у которых соответствует следующему ряду чисел: 2, 8.

Вариант 1

1. В один столбик запишите электролиты, а в другой неэлектролиты. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuO , H_2 , H_2SiO_3 .
2. Запишите уравнения реакций в молекулярном, **полном** ионном и сокращенном ионном виде:
 $\text{FeSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

Вариант 2

1. В один столбик запишите электролиты, а в другой неэлектролиты. MgO , CaCl_2 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Al , CH_4 .
2. Запишите уравнения реакций в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде:
 $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
 $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$.

Тест 20.3

1. Простое вещество — металл у элемента
1) P 2) Na 3) N 4) Ne
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) Ca 2) C 3) Cs 4) Co
3. Барий образует ионы
1) Ba^{2+} 2) Ba^{+} 3) Ba^{2-} 4) Ba^{3+}
4. Электронное строение внешнего уровня атома металла
1) $1s^2$ 2) $2s^2$ 3) $2s^2 2p^2$ 4) $2s^2 2p^4$
5. Наиболее тугоплавкий металл
1) Au 2) Al 3) W 4) Fe
6. Газообразный неметалл при комнатной температуре
1) Cl_2 2) Si 3) S 4) Br_2
7. Имеет металлический блеск
1) красный фосфор 2) иод
3) белый фосфор 4) сера
8. Количество вещества атомов кислорода в 0,4 моль фосфорной кислоты H_3PO_4 равно
1) 1,6 моль 2) 0,4 моль
3) 0,8 моль 4) 0,1 моль
9. Число молекул в 6 г водорода равно
1) $1,6 \cdot 10^{24}$ 2) $1,8 \cdot 10^{24}$
3) $2,0 \cdot 10^{24}$ 4) $2,2 \cdot 10^{24}$
10. Объем 15 г хлора Cl_2 при н. у. равен
1) 4,13 л 2) 4,83 л 3) 4,53 л 4) 4,73 л

Тест 20.1

1. Простое вещество — металл у элемента
1) Ag 2) As 3) Al 4) At
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) Nd 2) Ni 3) Na 4) Ne
3. Бериллий образует ионы
1) Be^{3+} 2) Be^{2-} 3) Be^{2+} 4) Be^{+}
4. Электронное строение внешнего уровня металла
1) $1s^2$ 2) $2s^2 2p^1$ 3) $3s^2 3p^2$ 4) $3s^2 3p^1$
5. Наиболее электропроводный металл
1) Ag 2) Al 3) Fe 4) Zn
6. Твердый неметалл при комнатной температуре
1) F_2 2) Cl_2 3) Br_2 4) I_2
7. Аллотропная модификация кислорода
1) карбин 2) графит
3) озон 4) азот
8. Количество вещества атомов водорода в 0,5 моль метана CH_4 равно
1) 1,0 моль 2) 2,0 моль
3) 1,5 моль 4) 0,5 моль
9. Число молекул в 68 г аммиака NH_3 равно
1) $2,4 \cdot 10^{24}$ 2) $2,2 \cdot 10^{24}$
3) $2,0 \cdot 10^{24}$ 4) $1,8 \cdot 10^{24}$
10. Масса 5,09 л оксида азота(II) N_2O при н. у. равна
1) 7 г 2) 8 г 3) 9 г 4) 10 г

Тест 20.2

1. Простое вещество — металл у элемента
1) Co 2) C 3) F 4) Br
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) Pd 2) Pt 3) P 4) Pb
3. Галлий образует ионы
1) Ga⁺ 2) Ga²⁺ 3) Ga³⁺ 4) Ga³⁻
4. Электронное строение внешнего уровня атома неметалла
1) 3s² 2) 2s² 3) 1s² 4) 4s²
5. Наиболее пластичный металл
1) Fe 2) Au 3) Cu 4) Cr
6. Жидкий неметалл при комнатной температуре
1) S 2) I₂ 3) Br₂ 4) Cl₂
7. Аллотропная модификация углерода
1) алмаз 2) белый фосфор
3) озон 4) углекислый газ
8. Количество вещества аммиака NH₃, в котором содержится 1,2 моль атомов водорода, равно
1) 0,4 моль 2) 1,2 моль
3) 0,3 моль 4) 0,6 моль
9. Масса 1,4 моль углекислого газа CO₂ равна
1) 55,7 г 2) 57,8 г 3) 59,2 г 4) 61,6 г
10. Объем 4,84 · 10²³ молекул газа при н. у. равен
1) 18 л 2) 17 л 3) 16 л 4) 15 л

Тест 20.4

1. Простое вещество — металл у элемента
1) Se 2) Si 3) S 4) Sr
2. Простое вещество — неметалл у элемента
1) B 2) Be 3) Ba 4) Bi
3. Литий образует ионы
1) Li²⁺ 2) Li⁺ 3) Li³⁺ 4) Li⁴⁺
4. Электронное строение внешнего уровня атома неметалла
1) 1s¹ 2) 2s¹ 3) 3s¹ 4) 4s¹
5. При комнатной температуре жидкий металл
1) Zn 2) Al 3) Ag 4) Hg
6. Твердый неметалл при комнатной температуре
1) H₂ 2) C 3) O₃ 4) Br₂
7. Электрический ток проводит
1) алмаз 2) сера 3) иод 4) графит
8. Количество вещества воды, в котором содержится 2,4 моль атомов водорода, равно
1) 4,8 моль 2) 2,4 моль
3) 0,6 моль 4) 1,2 моль
9. Масса 0,3 моль SO₃ равна
1) 20 г 2) 22 г 3) 24 г 4) 26 г
10. Число молекул в 48,4 л газа при н. у. равно
1) 1,2 · 10²⁴ 2) 1,3 · 10²⁴
3) 1,4 · 10²⁴ 4) 1,5 · 10²⁴

Контрольная работа №1 по теме:

«Введение»

Критерий оценки:

0-17 баллов – «2»

31-43 балла – «4»

18-30 баллов – «3»

44-60 баллов – «5»

- 6 (3 балла). Основные свойства наиболее ярко выражены у гидроксида:
 А. Бария. В. Кальция.
 Б. Бериллия. Г. Магния.
- 7 (3 балла). Схема превращения $\overset{+2}{\text{Cu}} \longrightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$ соответствует химическому уравнению:
 А. $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.
 Б. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$.
 В. $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 Г. $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$.
- 8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ соответствует взаимодействию:
 А. Бария и раствора серной кислоты.
 Б. Оксида бария и соляной кислоты.
 В. Оксида бария и раствора серной кислоты.
 Г. Хлорида бария и раствора серной кислоты.
- 9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с раствором гидроксида кальция:
 А. HCl . В. H_2O .
 Б. CuO . Г. Mg .
- 10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений

$$\text{Э} \longrightarrow \text{ЭO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{ЭO}_3$$
 является:
 А. Азот. В. Алюминий.
 Б. Магний. Г. Углерод.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

- 11 (8 баллов). Напишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 3 и водородного соединения элемента с порядковым номером 9 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

13 (4 балла). Составьте уравнение химической реакции, соответствующей схеме $\overset{0}{\text{C}} \longrightarrow \overset{+4}{\text{C}}$. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



составьте уравнения реакций в молекулярном виде. Для превращения 3 запишите полное и сокращенное ионные уравнения.

15 (4 балла). По уравнению реакции



рассчитайте объем кислорода (н. у.), необходимого для полного сгорания 1,2 г магния.

- 4 (3 балла). Оксид элемента Э с зарядом ядра +11 соответствует общей формуле:
 А. Э₂О. Б. ЭО. В. ЭО₂. Г. ЭО₃.
- 5 (3 балла). Характер свойств высшего оксида химического элемента с порядковым номером 6 в Периодической системе:
 А. Амфотерный.
 Б. Кислотный.
 В. Основной.
- 6 (3 балла). Кислотные свойства наиболее ярко выражены у высшего гидроксида:
 А. Алюминия. В. Углерода.
 Б. Кремния. Г. Фосфора.
- 7 (3 балла). Схема превращения $\overset{0}{\text{C}} \longrightarrow \overset{+4}{\text{C}}$ соответствует химическому уравнению:
 А. $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$.
 Б. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$.
 В. $\text{C} + 2\text{CuO} = 2\text{Cu} + \text{CO}_2$.
 Г. $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$.
- 8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию:
 А. Гидроксида меди (II) и раствора серной кислоты.
 Б. Гидроксида натрия и раствора азотной кислоты.
 В. Оксида меди (II) и соляной кислоты.
 Г. Цинка и раствора серной кислоты.
- 9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с оксидом меди (II):
 А. H₂O. Б. MgO. В. CaCl₂. Г. H₂SO₄.
- 10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений
 $\text{Э} \longrightarrow \text{Э}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{H}_3\text{ЭO}_4$
 является:
 А. Азот. Б. Сера. В. Углерод. Г. Фосфор.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (8 баллов). Запишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 20 и водородного соединения элемента с порядковым номером 17 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

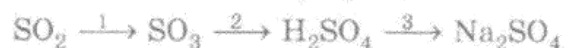
12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

13 (4 балла). По схеме $\overset{0}{\text{S}} \longrightarrow \overset{-2}{\text{S}}$ составьте уравнение химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



составьте уравнения реакций в молекулярном виде. Для превращения 3 запишите полное и сокращенное ионные уравнения.

15 (4 балла). По уравнению реакции



рассчитайте массу оксида кальция, который образуется при разложении 200 г карбоната кальция.

В а р и а н т 3

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа

- 1 (3 балла). Химический элемент, имеющий схему строения атома $(+12) \left(\begin{array}{c}) \\) \\) \\ 2 \ 8 \ 2 \end{array} \right)$, в Периодической системе занимает положение:
- А. 2-й период, главная подгруппа II группы.
 - Б. 2-й период, главная подгруппа VIII группы.
 - В. 3-й период, главная подгруппа II группы.
 - Г. 4-й период, главная подгруппа II группы.

2 (3 балла). Распределение электронов по энергетическим уровням $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $5\bar{e}$ соответствует атому элемента:

- А. Алюминия. В. Кремния.
Б. Железа. Г. Фосфора.

3 (3 балла). Элемент с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами:

- А. Германий. В. Олово.
Б. Кремний. Г. Углерод.

4 (3 балла). Высший оксид элемента Э с зарядом ядра +15 соответствует общей формуле:

- А. ЭО. Б. ЭО₂. В. Э₂О₅. Г. Э₂О₇.

5 (3 балла). Характер свойств высшего оксида химического элемента с порядковым номером 12 в Периодической системе:

- А. Амфотерный. Б. Кислотный. В. Основной.

6 (3 балла). Основные свойства наиболее ярко выражены у гидроксида:

- А. Алюминия. В. Магния.
Б. Кремния. Г. Натрия.

7 (3 балла). Схема превращения $\overset{+4}{S} \longrightarrow \overset{+6}{S}$ соответствует химическому уравнению:

- А. $SO_2 + CaO = CaSO_3$.
Б. $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$.
В. $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$.
Г. $Fe + S = FeS$.

8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

- А. Гидроксида меди (II) и соляной кислоты.
Б. Раствора нитрата меди (II) и гидроксида железа (II).
В. Оксида меди (II) и воды.
Г. Растворов хлорида меди (II) и гидроксида калия.

9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с оксидом углерода (IV):

А. NaOH. Б. H₂SO₄. В. SO₂. Г. HCl.

10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений



является:

А. Алюминий. В. Железо.
Б. Барий. Г. Медь.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (8 баллов). Напишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 11 и водородного соединения элемента с порядковым номером 16 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

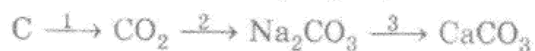
12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

13 (4 балла). По схеме $\overset{0}{\text{Fe}} \longrightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}$ составьте уравнение химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



составьте уравнения реакций в молекулярном виде. Для превращения 3 запишите полное и сокращенное ионные уравнения.

15 (4 балла). По уравнению реакции



рассчитайте массу оксида меди (II), который образуется при взаимодействии меди, взятой в достаточном количестве, с 11,2 л кислорода (н. у.).

В а р и а н т 4

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа

- 1 (3 балла). Химический элемент, имеющий схему строения атома $(+17) \left(\begin{array}{c} \left(\left(\right) \right) \\ 2 \ 8 \ 7 \end{array} \right)$, в Периодической системе занимает положение:
- А. 2-й период, главная подгруппа III группы.
Б. 2-й период, главная подгруппа VII группы.
В. 3-й период, главная подгруппа V группы.
Г. 3-й период, главная подгруппа VII группы.
- 2 (3 балла). Распределение электронов по энергетическим уровням $2e$, $8e$, $8e$ соответствует атому элемента:
- А. Аргона. В. Никеля.
Б. Кислорода. Г. Хлора.
- 3 (3 балла). Элемент с наиболее ярко выраженными металлическими свойствами:
- А. Алюминий. В. Магний.
Б. Кремний. Г. Натрий.
- 4 (3 балла). Оксид элемента Э с зарядом ядра +17 соответствует общей формуле:
- А. ЭО. Б. ЭО₂. В. Э₂О₅. Г. Э₂О₇.
- 5 (3 балла). Характер свойств оксида элемента с порядковым номером 13 в Периодической системе:
- А. Амфотерный. Б. Кислотный. В. Основной.
- 6 (3 балла). Кислотные свойства наиболее ярко выражены у высшего гидроксида:
- А. Азота. В. Бора.
Б. Бериллия. Г. Углерода.
- 7 (3 балла). Схема превращения $\overset{-3}{\text{N}} \longrightarrow \overset{+2}{\text{N}}$ соответствует химическому уравнению:
- А. $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.
Б. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.
В. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
Г. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.

8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ соответствует взаимодействию:

А. Оксида железа (III) и воды.

Б. Соляной кислоты и гидроксида железа (III).

В. Фосфата железа (III) и раствора гидроксида натрия.

Г. Хлорида железа (III) и раствора гидроксида калия.

9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с разбавленной серной кислотой:

А. O_2 . Б. CaO . В. Cu . Г. CO_2 .

10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений



является:

А. Барий.

В. Серебро.

Б. Литий.

Г. Углерод.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (8 баллов). Напишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 19 и водородного соединения элемента с порядковым номером 35 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

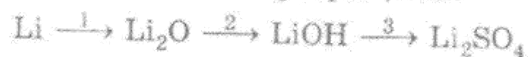
12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

13 (4 балла). По схеме $\overset{+2}{\text{Cu}} \longrightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$ составьте уравнение химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



Составьте уравнение реакции в молекулярном виде для превращения 3.

Запишите полное и сокращенное ионное уравнение.

15. По уравнению реакции $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$. Рассчитайте объем хлора (н.у.), необходимого для получения 0,1 моль хлорида алюминия. (4балла).

Тест по теме:

«Элементы VI группы главной подгруппы»

Вариант 1

1. Электронная формула атома серы:

- а) $1s^2 2s^2 2p^4$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

2. Аллотропия – это явление, когда один и тот же _____ образует несколько простых веществ. Пропущено в тексте: а) вещество б) атом в) молекула г) химический элемент.

3. При реакции серы с кислородом образуется:

- а) SO_3 б) SO_2 в) H_2SO_4 г) H_2S

4. Концентрированная серная кислота при комнатной температуре реагирует с обоими веществами:

- а) алюминием и оксидом алюминия
б) железом и оксидом железа(III)
в) цинком и оксидом меди(II)
г) углеродом и оксидом углерода(IV)

5. Сырьем для получения кислорода в промышленности служит:

- а) бертолетова соль $KClO_3$
б) перманганат калия $KMnO_4$
в) воздух
г) пероксид водорода H_2O_2

6. В промышленности серную кислоту получают поглощением:

- а) SO_3 водой б) SO_3 серной кислотой в) SO_2 водой г) SO_2 серной кислотой.

7. Химическая реакция возможна между веществами:

- а) H_2SO_4 и HCl б) H_2SO_4 и Zn в) H_2SO_4 и $BaSO_4$ г) H_2SO_4 и Au

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) S б) H_2S в) SO_3 г) H_2SO_3

9. Сколько литров сероводорода можно получить из 20 кг. природной серы, содержащей 20% примесей.

- а) $4,48 \text{ м}^3$ б) $3,36 \text{ м}^3$ в) $6,72 \text{ м}^3$ г) $11,2 \text{ м}^3$

Вариант 2

1. Атом кислорода имеет электронную формулу

- а) $1s^2 2s^2 2p^3$ б) $1s^2 2s^2 2p^4$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

2. Аллотропные видоизменения кислорода – это:

- а) одно простое вещество б) разные простые вещества
в) одно сложное вещество г) разные сложные вещества.

3. Оксид серы (VI) реагирует с

- а) водой б) оксидом углерода(IV) в) кислородом г) хлоридом натрия

4. Серная кислота не реагирует с :

- а) гидроксидом меди(II)
б) оксидом магния
в) карбонатом калия
г) оксидом углерода(IV)

5. В промышленности оксид серы(IV) получают взаимодействием:

- а) Na_2SO_3 и HCl б) Cu и H_2SO_4 в) S и H_2SO_4 г) S и O_2

6. С образованием соли и водорода протекает реакция:

- а) р-р H_2SO_4 с Zn б) р-р H_2SO_4 с Au в) H_2SO_4 (конц) с Zn г) H_2SO_4 (конц) с Au .

7. Сырьем для получения серной кислоты не может служить

- а) H_2S б) FeS_2 в) S г) Na_2SO_4

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) SO_3 б) SO_2 в) S г) H_2

9. Масса сульфида цинка, образовавшегося при нагревании 10г. цинка и 10г. серы, равна

- а) 10г. б) 14,9 г. в) 20 г. г) 24,9 г.

Вариант 3

1. Количество электронов на внешнем уровне атома селена равно

- а) 4 б) 5 в) 6 г) 2

2. Аллотропные видоизменения серы отличаются:

- а) числом атомов в молекуле б) качественным составом молекул
в) строением кристаллической решетки.

3. Оксид серы (IV) реагирует с

- а) кислородом б) оксидом углерода(IV) в) медью г) хлоридом натрия

4. Сульфат цинка получится при взаимодействии

- а) Zn с SO_2 б) SO_3 с Zn в) ZnO с H_2S г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ с H_2SO_4

5. Кислород в лаборатории не получают:

- а) разложением бертолетовой соли KClO_3 б) разложением перманганата калия KMnO_4
в) разделением воздуха г) разложением перекиси водорода H_2O_2

6. С образованием соли, воды и оксида серы (IV) протекает реакция между:

- а) р-р H_2SO_4 и Cu б) р-р H_2SO_4 и Au в) H_2SO_4 (конц) и Cu г) H_2SO_4 (конц) и Au.

7. В промышленности серную кислоту получают по реакции

- а) оксида серы (IV) с водой б) оксида серы (VI) с водой в) сульфата натрия с соляной кислотой
г) гипса с соляной кислотой

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) H_2S б) SO_2 в) H_2SO_3 г) Na_2S

9. Вычислите массу серной кислоты, которую можно получить из 32 кг. руды, содержащей 60% пирита(FeS_2)

- а) 15,6 кг б) 83,4 кг в) 31,36 кг г) 124,83 кг

Вариант 4

1. В подгруппу кислорода не входит элемент

- а) O б) Se в) Cr г) Te

2. Электронная формула внешнего слоя атома серы

- а) $3s^2 3p^4$ б) $2s^2 2p^4$

- в) $3s^2 3p^6$ г) $2s^2 2p^6$

3. Кислород и озон-это

- а) одинаковые простые вещества б) разные простые вещества
в) одинаковые сложные вещества г) разные сложные вещества

4. Разбавленная серная кислота может реагировать с

- а) сульфатом бария б) оксидом меди(II) в) медью г) оксидом углерода(IV)

5. Промышленному способу производства серной кислоты не соответствует схема превращений

- а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

- б) $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

- в) $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

- г) $Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

6. С образованием соли и выделением водорода протекает реакция между:

- а) р-р H_2SO_4 и Fe б) р-р H_2SO_4 и Cu в) H_2SO_4 (конц) и Mg г) H_2SO_4 (конц) и Ag.

7. Существует два вида солей серной кислоты, средние и кислые, названия которых соответственно

- а) сульфиды и гидросульфиды б) сульфиты и гидросульфиты в) сульфаты и гидросульфаты г) карбонаты и гидрокарбонаты

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) SO_3 б) SO_2 в) H_2SO_3 г) S

9. Объем водорода, который выделится при взаимодействии 13г. цинка с раствором, содержащим 24,5 г. серной кислоты.

- а) 2,24 л. б) 4,48 л. в) 6,72 л. г) 8,96 л.

■ ТЕСТ 2. Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды

Часть А (задания с выбором ответа)

А1. Степень окисления металла +4 в соединении

- 1) CaO
- 2) MnO₂
- 3) Al₂O₃
- 4) Mn₂O₇

А2. В соединении H₂Cr₂O₇ степень окисления хрома

- 1) +3
- 2) +5
- 3) +6
- 4) +7

А3. Укажите правильное суждение:

- 1) металлы в степени окисления +1, +2 образуют основные оксиды
- 2) металлы со значением степени окисления +6, +7 образуют кислотные оксиды
- 3) неметаллы образуют основные оксиды
- 4) амфотерные гидроксиды проявляют и кислотные и основные свойства

А4. Амфотерный гидроксид

- 1) NaOH
- 2) Ba(OH)₂
- 3) LiOH
- 4) Zn(OH)₂

А5. Укажите правильное суждение:

- 1) гидроксиду натрия присущи амфотерные свойства
- 2) гидроксид цинка может реагировать с кислотами
- 3) гидроксид алюминия может реагировать со щелочами
- 4) гидроксиду хрома (III) присущи амфотерные свойства

А6. Не является амфотерным соединением

- 1) CrO₃
- 2) Cr(OH)₃
- 3) Cr₂O₃
- 4) ZnO

А7. Амфотерным гидроксидом и кислотой соответственно являются

- 1) NaOH и HCl
- 2) Cr(OH)₂ и H₃PO₄
- 3) Cr(OH)₃ и NaCl
- 4) Cr(OH)₃ и HNO₃

А8. Является основным оксидом

- 1) MnO
- 2) MnO₂
- 3) MnO₃
- 4) Mn₂O₇

А9. Укажите правильно записанный генетический ряд:

- 1) металл — основной оксид — основание — соль
- 2) неметалл — кислотный оксид — основание — соль
- 3) металл — амфотерный оксид — соль — амфотерное основание
- 4) неметалл — кислотный оксид — кислота — соль

А10. Может проявлять кислотные свойства

- 1) NaOH
- 2) Be(OH)₂
- 3) Ba(OH)₂
- 4) LiOH

А11. Проявляет только основные свойства

- 1) Cr(OH)₂
- 2) Zn(OH)₂
- 3) Be(OH)₂
- 4) Cr(OH)₃

А12. Сокращенному ионному уравнению $Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$ соответствует взаимодействие гидроксида цинка с

- 1) H₂O
- 2) HNO₂
- 3) H₂S
- 4) H₂SO₄

А13. Сокращенному ионному уравнению $Zn(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + 2H_2O$ соответствует взаимодействие гидроксида цинка с

- 1) H₂O
- 2) Cu(OH)₂
- 3) NaOH
- 4) Fe(OH)₃

А14. Технический оксид цинка массой 97 г и содержащий 8% примесей растворили в соляной кислоте. Определите массу образовавшейся соли.

- 1) 140 г
- 2) 150 г
- 3) 160 г
- 4) 170 г

А15. Определите массу 10%-ного раствора гидроксида натрия, который надо прибавить к раствору, содержащему 27,6 г хлорида алюминия, для полного осаждения ионов алюминия.

- 1) 240 г
- 2) 80 г
- 3) 160 г
- 4) 480 г

Часть В (задания с кратким ответом)

В1. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления металла в этих веществах. Ответ дайте в виде последовательности цифр, соответствующих буквам по алфавиту.

ФОРМУЛА

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

МЕТАЛЛА

- | | |
|------------------------------------|-------|
| А) NaH | 1) 0 |
| Б) MnO ₂ | 2) +1 |
| В) Mn ₂ O ₃ | 3) +3 |
| Г) H ₂ CrO ₄ | 4) +4 |
| Д) Cr | 5) +6 |

В2. Среди нижеперечисленных элементов укажите щелочные металлы: 1) Be, 2) K, 3) Rb, 4) Mg, 5) Ni, 6) Cs. Ответ дайте в виде последовательности цифр в порядке их возрастания.

В3. Среди нижеперечисленных элементов укажите переходные металлы: 1) Fe, 2) Ni, 3) Sr, 4) Be, 5) Al, 6) Cu. Ответ дайте в виде последовательности цифр в порядке их возрастания.

Контрольная работа №2 по теме:

«Металлы»

Вариант 1.

1. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:



2. Осуществить следующие превращения.



Уравнение реакции 1 рассмотреть как окислительно-восстановительный процесс. Уравнение реакции 2 записать в ионном виде.

3. Определить количество вещества гашеной извести, которое может быть получено из 100 кг. известняка, содержащего 20% примесей, если выход продукта составляет 80% от теоретически возможного?

4. Привести химические формулы следующих соединений:
кристаллическая сода, жженая магнезия, красный железняк.

Вариант 2.

1. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:



2. Осуществить следующие превращения.



Уравнение реакции 1 рассмотреть как окислительно-восстановительный процесс. Уравнение реакции 2 записать в ионном виде.

3. Определить объем водорода, который может быть получен при взаимодействии с водой 5г. Са, если выход водорода составляет 90% от теоретически возможного?

4. Привести химические формулы следующих соединений:
магнитный железняк, железный колчедан, каменная соль.

Вариант 3.

1. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:



2. Осуществить следующие превращения.



Уравнение реакции 1 рассмотреть как окислительно-восстановительный процесс. Уравнение реакции 2 записать в ионном виде.

3. При взаимодействии 5,4 г. Al с соляной кислотой было получено 6,384 л. водорода (н.у.). Сколько это составляет процентов от теоретически возможного?

4. Привести формулы следующих соединений:

глауберова соль, гипс, алебастр.

Контрольная работа №3 по теме:

«Неметаллы»

Контрольная работа по теме «Неметаллы».

I вариант.

Часть А. Тестовые задания с выбором ответа.

- Символ элемента, образующего простое вещество — неметалл:
А) Са Б) Сu В) С Г) Zn
- Распределение электронов по энергетическим уровням в ионе хлора Cl^- :
А) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}$. В) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 18\bar{e}, 6\bar{e}$.
Б) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$. Г) $2\bar{e}, 8\bar{e}$.
- Формулы высшего оксида и летучего водородного соединения элемента Э с распределением электронов по энергетическим уровням $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$:
А) $ЭO_2$ и $ЭH_4$ В) $ЭO_3$ и $H_2Э$.
Б) $Э_2O_5$ и $ЭH_3$ Г) $Э_2O_7$ и $HЭ$.
- Способность атомов принимать электроны уменьшается в ряду:
А) $F—Cl—Br—I$. В) $Br—I—F—Cl$.
Б) $I—Br—Cl—F$. Г) $Cl—F—I—Br$.
- Коэффициент перед формулой вещества X в схеме превращения
$$N_2 + O_2 \text{ эл.ток} \rightarrow X:$$

А) 1 Б) 2 В) 3 Г) 4
- Закономерность изменения неметаллических свойств атомов химических элементов в пределах главной подгруппы с увеличением порядкового номера:
А) Увеличивается.
Б) Уменьшается.
В) Изменяется периодически.
Г) Закономерности нет.
- Оксид серы (VI) не взаимодействует с веществом, формула которого:
А) CO_2 Б) H_2O В) KOH Г) MgO .
- Схеме превращения
$$\begin{matrix} +2 & +4 \\ N & \rightarrow & N \end{matrix}$$
соответствует химическое уравнение:
А) $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$ В) $N_2 + O_2 = 2NO$
Б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ Г) $2NO + O_2 = 2NO_2$
- Сера взаимодействует с каждым из веществ группы:
А) $FeO, NaOH, CuO$ В) O_2, H_2, Cu
Б) SO_2, H_2, N_2O Г) H_2, O_2, NH_3
- Ион SiO_3^{2-} можно обнаружить с помощью раствора, содержащего катион:
А) Бария. В) Кальция.
Б) Водорода. Г) Серебра.

Часть Б. Задания со свободным ответом.

- Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения согласно схеме:
$$P \rightarrow Zn_3P_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4.$$
- Превращение 2 из задания 11 рассмотрите с точки зрения ОВР.
- Из задания 11 выберите реакцию ионного обмена и запишите ее в ионном виде.
- Химическая реакция возможна между веществами, формулы которых:
А) H_2SO_4 и CO_2 В) H_2SO_4 и $BaSO_4$
Б) H_2SO_4 и Au Г) H_2SO_4 и MgO .

Контрольная работа по теме «Неметаллы».

II вариант.

Часть А. Тестовые задания с выбором ответа.

- Символ элемента, образующего простое вещество — неметалл:
А) Mg Б) Cu В) Na Г) F
- Распределение электронов по энергетическим уровням в ионе азота N^{3-} :
А) 2ē, 8ē, 8ē В) 2ē, 8ē, 18ē, 6ē
Б) 2ē, 8ē, 6ē Г) 2ē, 8ē
- Формулы высшего оксида и летучего водородного соединения элемента Э с распределением электронов по энергетическим уровням 2ē, 8ē, 7ē:
А) ЭO₂ и ЭН₄ В) ЭO₃ и H₂Э
Б) Э₂O₅ и ЭН₃ Г) Э₂O₇ и HЭ
- Способность атомов принимать электроны уменьшается в ряду:
А) F—O—N—C В) N—F—O—C
Б) C—N—O—F Г) O—N—F—C
- Коэффициент перед формулой вещества X в схеме превращения
 $P + O_2 \rightarrow X$:
А) 1 Б) 2 В) 3 Г) 4
- Закономерность изменения электроотрицательности атомов химических элементов в пределах периода с увеличением порядкового номера:
А) Увеличивается.
Б) Уменьшается.
В) Изменяется периодически.
Г) Закономерности нет.
- Аммиак взаимодействует с веществом, формула которого:
А) HCl Б) NaOH В) SiO₂ Г) N₂
- Схеме превращения
 $S^{-2} \rightarrow S^{+4}$
соответствует химическое уравнение:
А) SO₂ + H₂O = H₂SO₃
Б) H₂ + S = H₂S
В) 2SO₂ + O₂ = 2SO₃
Г) 2H₂S + 3O₂ = 2SO₂ + 2H₂O
- Простое вещество азот взаимодействует с каждым из веществ группы.
А) H₂O, CO₂, NaOH В) Li, H₂, O₂
Б) Mg, HCl, O₂ Г) Cu, H₂SO₄, H₂
- Ион PO₄³⁻ можно обнаружить с помощью раствора, содержащего катион:
А) Бария В) Натрия
Б) Водорода Г) Серебра

Часть Б. Задания со свободным ответом.

- Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения согласно схеме:



- Превращение 2 из задания 11 рассмотрите с точки зрения ОВР.
- Из задания 11 выберите реакцию ионного обмена и запишите ее в ионном виде.
- Химическая реакция возможна между веществами, формулы которых:
А) SiO₂ и H₂O В) P₂O₅ и NaOH.
Б) CO₂ и SO₂ Г) H₂SiO₃ и Mg

2 (3 балла). Распределение электронов по энергетическим уровням $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $5\bar{e}$ соответствует атому элемента:

- А. Алюминия. В. Кремния.
Б. Железа. Г. Фосфора.

3 (3 балла). Элемент с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами:

- А. Германий. В. Олово.
Б. Кремний. Г. Углерод.

4 (3 балла). Высший оксид элемента Э с зарядом ядра +15 соответствует общей формуле:

- А. ЭО. Б. ЭО₂. В. Э₂О₅. Г. Э₂О₇.

5 (3 балла). Характер свойств высшего оксида химического элемента с порядковым номером 12 в Периодической системе:

- А. Амфотерный. Б. Кислотный. В. Основной.

6 (3 балла). Основные свойства наиболее ярко выражены у гидроксида:

- А. Алюминия. В. Магния.
Б. Кремния. Г. Натрия.

7 (3 балла). Схема превращения $\overset{+4}{S} \longrightarrow \overset{+6}{S}$ соответствует химическому уравнению:

- А. $SO_2 + CaO = CaSO_3$.
Б. $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$.
В. $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$.
Г. $Fe + S = FeS$.

8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

- А. Гидроксида меди (II) и соляной кислоты.
Б. Раствора нитрата меди (II) и гидроксида железа (II).
В. Оксида меди (II) и воды.
Г. Растворов хлорида меди (II) и гидроксида калия.

В а р и а н т 3

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа

- 1 (3 балла). Химический элемент, имеющий схему строения атома $(+12) \left(\begin{array}{c} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \\ 2 \ 8 \ 2 \end{array} \right)$, в Периодической системе занимает положение:

- А. 2-й период, главная подгруппа II группы.
- Б. 2-й период, главная подгруппа VIII группы.
- В. 3-й период, главная подгруппа II группы.
- Г. 4-й период, главная подгруппа II группы.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (8 баллов). Запишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 20 и водородного соединения элемента с порядковым номером 17 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

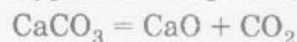
13 (4 балла). По схеме $\overset{0}{\text{S}} \longrightarrow \overset{-2}{\text{S}}$ составьте уравнение химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



составьте уравнения реакций в молекулярном виде. Для превращения 3 запишите полное и сокращенное ионные уравнения.

15 (4 балла). По уравнению реакции



рассчитайте массу оксида кальция, который образуется при разложении 200 г карбоната кальция.

- 4 (3 балла). Оксид элемента Э с зарядом ядра +11 соответствует общей формуле:
 А. Э₂О. Б. ЭО. В. ЭО₂. Г. ЭО₃.
- 5 (3 балла). Характер свойств высшего оксида химического элемента с порядковым номером 6 в Периодической системе:
 А. Амфотерный.
 Б. Кислотный.
 В. Основной.
- 6 (3 балла). Кислотные свойства наиболее ярко выражены у высшего гидроксида:
 А. Алюминия. В. Углерода.
 Б. Кремния. Г. Фосфора.
- 7 (3 балла). Схема превращения $\overset{0}{\text{C}} \longrightarrow \overset{+4}{\text{C}}$ соответствует химическому уравнению:
 А. $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$.
 Б. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$.
 В. $\text{C} + 2\text{CuO} = 2\text{Cu} + \text{CO}_2$.
 Г. $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$.
- 8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию:
 А. Гидроксида меди (II) и раствора серной кислоты.
 Б. Гидроксида натрия и раствора азотной кислоты.
 В. Оксида меди (II) и соляной кислоты.
 Г. Цинка и раствора серной кислоты.
- 9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с оксидом меди (II):
 А. H_2O . Б. MgO . В. CaCl_2 . Г. H_2SO_4 .
- 10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений

$$\text{Э} \longrightarrow \text{Э}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{H}_3\text{ЭO}_4$$
 является:
 А. Азот. Б. Сера. В. Углерод. Г. Фосфор.

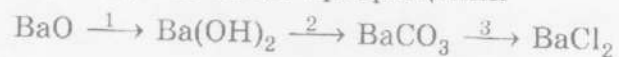
12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

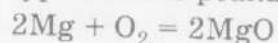
13 (4 балла). Составьте уравнение химической реакции, соответствующей схеме $\overset{0}{\text{C}} \longrightarrow \overset{+4}{\text{C}}$. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



составьте уравнения реакций в молекулярном виде. Для превращения 3 запишите полное и сокращенное ионные уравнения.

15 (4 балла). По уравнению реакции



рассчитайте объем кислорода (н. у.), необходимого для полного сгорания 1,2 г магния.

- 6 (3 балла). Основные свойства наиболее ярко выражены у гидроксида:
 А. Бария. В. Кальция.
 Б. Бериллия. Г. Магния.
- 7 (3 балла). Схема превращения $\text{Cu}^{+2} \longrightarrow \text{Cu}^0$ соответствует химическому уравнению:
 А. $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.
 Б. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$.
 В. $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 Г. $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$.
- 8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ соответствует взаимодействию:
 А. Бария и раствора серной кислоты.
 Б. Оксида бария и соляной кислоты.
 В. Оксида бария и раствора серной кислоты.
 Г. Хлорида бария и раствора серной кислоты.
- 9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с раствором гидроксида кальция:
 А. HCl . В. H_2O .
 Б. CuO . Г. Mg .
- 10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений

$$\text{Э} \longrightarrow \text{ЭO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{ЭO}_3$$
 является:
 А. Азот. В. Алюминий.
 Б. Магний. Г. Углерод.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

- 11 (8 баллов). Напишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 3 и водородного соединения элемента с порядковым номером 9 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

**Повторение основных
вопросов курса 8 класса.
Введение в курс 9 класса**

В а р и а н т 1

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа

- 1 (3 балла). Химический элемент, имеющий схему строения атома $(+14) \left(\begin{array}{c} \left(\left(\left(\right) \right) \right) \right) \right)$, в Периодической системе занимает положение:
- А. 4-й период, главная подгруппа III группы.
Б. 2-й период, главная подгруппа IV группы.
В. 3-й период, главная подгруппа IV группы.
Г. 3-й период, главная подгруппа II группы.
- 2 (3 балла). Распределение электронов по энергетическим уровням $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $7\bar{e}$ соответствует атому элемента:
- А. Магния. В. Фосфора.
Б. Серы. Г. Хлора.
- 3 (3 балла). Элемент с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами:
- А. Кремний. В. Сера.
Б. Магний. Г. Фосфор.
- 4 (3 балла). Высший оксид элемента Э с зарядом ядра +16 соответствует общей формуле:
- А. Э₂O. Б. ЭO. В. ЭO₂. Г. ЭO₃.
- 5 (3 балла). Характер свойств высшего оксида химического элемента с порядковым номером 7 в Периодической системе:
- А. Амфотерный.
Б. Кислотный.
В. Основной.

Контрольная работа №1 по теме:

«Введение»

Критерий оценки:

0-17 баллов – «2»

31-43 балла – «4»

18-30 баллов – «3»

44-60 баллов – «5»

9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с оксидом углерода (IV):

А. NaOH. Б. H₂SO₄. В. SO₃. Г. HCl.

10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений



является:

А. Алюминий. В. Железо.

Б. Барий. Г. Медь.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (8 баллов). Напишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 11 и водородного соединения элемента с порядковым номером 16 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

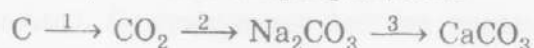
12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

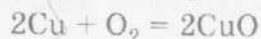
13 (4 балла). По схеме $\text{Fe}^0 \longrightarrow \text{Fe}^{+2}$ составьте уравнение химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



составьте уравнения реакций в молекулярном виде. Для превращения 3 запишите полное и сокращенное ионные уравнения.

15 (4 балла). По уравнению реакции



рассчитайте массу оксида меди (II), который образуется при взаимодействии меди, взятой в достаточном количестве, с 11,2 л кислорода (н. у.).

Контрольная работа по теме «Неметаллы».

II вариант.

Часть А. Тестовые задания с выбором ответа.

- Символ элемента, образующего простое вещество — неметалл:
А) Mg Б) Cu В) Na Г) F
- Распределение электронов по энергетическим уровням в ионе азота N^{3-} :
А) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}$ В) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 18\bar{e}, 6\bar{e}$
Б) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$ Г) $2\bar{e}, 8\bar{e}$
- Формулы высшего оксида и летучего водородного соединения элемента Э с распределенным электронов по энергетическим уровням $2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$:
А) $ЭO_2$ и $ЭH_4$ В) $ЭO_3$ и $H_2Э$
Б) $Э_2O_5$ и $ЭH_3$ Г) $Э_2O_7$ и $HЭ$
- Способность атомов принимать электроны уменьшается в ряду:
А) F—O—N—C В) N—F—O—C
Б) C—N—O—F Г) O—N—F—C
- Коэффициент перед формулой вещества X в схеме превращения
 $P + O_2 \rightarrow X$:
А) 1 Б) 2 В) 3 Г) 4
- Закономерность изменения электроотрицательности атомов химических элементов в пределах периода с увеличением порядкового номера:
А) Увеличивается.
Б) Уменьшается.
В) Изменяется периодически.
Г) Закономерности нет.
- Аммиак взаимодействует с веществом, формула которого:
А) HCl Б) NaOH В) SiO₂ Г) N₂
- Схеме превращения
 $S \xrightarrow{-2} S \xrightarrow{+4} S$
соответствует химическое уравнение:
А) $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$
Б) $H_2 + S = H_2S$
В) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$
Г) $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$
- Простое вещество азот взаимодействует с каждым из веществ группы.
А) $H_2O, CO_2, NaOH$ В) Li, H_2, O_2
Б) Mg, HCl, O_2 Г) Cu, H_2SO_4, H_2
- Ион PO_4^{3-} можно обнаружить с помощью раствора, содержащего катион:
А) Бария В) Натрия
Б) Водорода Г) Серебра

Часть Б. Задания со свободным ответом.

- Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения согласно схеме:
 $S \rightarrow MgS \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$
- Превращение 2 из задания 11 рассмотрите с точки зрения ОВР.
- Из задания 11 выберите реакцию ионного обмена и запишите ее в ионном виде.
- Химическая реакция возможна между веществами, формулы которых:
А) SiO_2 и H_2O В) P_2O_5 и NaOH.
Б) CO_2 и SO_2 Г) H_2SiO_3 и Mg

Контрольная работа по теме «Неметаллы».

I вариант.

Часть А. Тестовые задания с выбором ответа.

- Символ элемента, образующего простое вещество — неметалл:
А) Ca Б) Cu В) С Г) Zn
- Распределение электронов по энергетическим уровням в ионе хлора Cl^- :
А) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}$. В) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 18\bar{e}, 6\bar{e}$.
Б) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$. Г) $2\bar{e}, 8\bar{e}$.
- Формулы высшего оксида и летучего водородного соединения элемента Э с распределением электронов по энергетическим уровням $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$:
А) $ЭO_2$ и $ЭH_4$ В) $ЭO_3$ и $H_2Э$.
Б) $Э_2O_5$ и $ЭH_3$ Г) $Э_2O_7$ и $HЭ$.
- Способность атомов принимать электроны уменьшается в ряду:
А) $F—Cl—Br—I$. В) $Br—I—F—Cl$.
Б) $I—Br—Cl—F$. Г) $Cl—F—I—Br$.
- Коэффициент перед формулой вещества X в схеме превращения
$$N_2 + O_2 \text{ эл.ток} \rightarrow X:$$

А) 1 Б) 2 В) 3 Г) 4
- Закономерность изменения неметаллических свойств атомов химических элементов в ряду главной подгруппы с увеличением порядкового номера:
А) Увеличивается.
Б) Уменьшается.
В) Изменяется периодически.
Г) Закономерности нет.
- Оксид серы (VI) не взаимодействует с веществом, формула которого:
А) CO_2 Б) H_2O В) KOH Г) MgO .
- Схеме превращения
$$\begin{matrix} +2 & +4 \\ N & \rightarrow & N \end{matrix}$$
соответствует химическое уравнение:
А) $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$ В) $N_2 + O_2 = 2NO$
Б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ Г) $2NO + O_2 = 2NO_2$
- Сера взаимодействует с каждым из веществ группы:
А) $FeO, NaOH, CuO$ В) O_2, H_2, Cu
Б) SO_2, H_2, N_2O Г) H_2, O_2, NH_3
- Ион SiO_3^{2-} можно обнаружить с помощью раствора, содержащего катион:
А) Бария. В) Кальция.
Б) Водорода. Г) Серебра.

Часть Б. Задания со свободным ответом.

- Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения согласно схеме:
$$P \rightarrow Zn_3P_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4.$$
- Превращение 2 из задания 11 рассмотрите с точки зрения ОВР.
- Из задания 11 выберите реакцию ионного обмена и запишите ее в ионном виде.
- Химическая реакция возможна между веществами, формулы которых:
А) H_2SO_4 и CO_2 В) H_2SO_4 и $BaSO_4$
Б) H_2SO_4 и Au Г) H_2SO_4 и MgO

Контрольная работа №3 по теме:

«Неметаллы»

Вариант 3.

1. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:



2. Осуществить следующие превращения.



Уравнение реакции 1 рассмотреть как окислительно-восстановительный процесс. Уравнение реакции 2 записать в ионном виде.

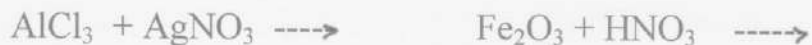
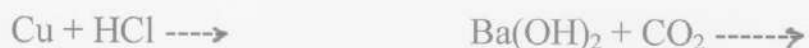
3. При взаимодействии 5,4 г. Al с соляной кислотой было получено 6,384 г водорода (н.у.). Сколько это составляет процентов от теоретически возможного?

4. Привести формулы следующих соединений:

глауберова соль, гипс, алебастр.

Вариант 1.

1. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:



2. Осуществить следующие превращения.



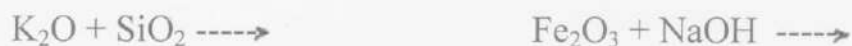
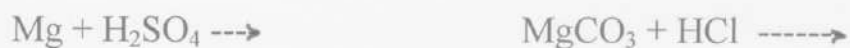
Уравнение реакции 1 рассмотреть как окислительно-восстановительный процесс. Уравнение реакции 2 записать в ионном виде.

3. Определить количество вещества гашеной извести, которое может быть получено из 100 кг. известняка, содержащего 20% примесей, если выход продукта составляет 80% от теоретически возможного?

4. Привести химические формулы следующих соединений:
кристаллическая сода, жженая магнезия, красный железняк.

Вариант 2.

1. Закончить уравнения практически осуществимых реакций:



2. Осуществить следующие превращения.



Уравнение реакции 1 рассмотреть как окислительно-восстановительный процесс. Уравнение реакции 2 записать в ионном виде.

3. Определить объем водорода, который может быть получен при взаимодействии с водой 5г. Са, если выход водорода составляет 90% от теоретически возможного?

4. Привести химические формулы следующих соединений:
магнитный железняк, железный колчедан, каменная соль.

Контрольная работа №2 по теме:

«Металлы»

А10. Может проявлять кислотные свойства

- 1) NaOH
- 2) Be(OH)₂
- 3) Ba(OH)₂
- 4) LiOH

А11. Проявляет только основные свойства

- 1) Cr(OH)₂
- 2) Zn(OH)₂
- 3) Be(OH)₂
- 4) Cr(OH)₃

А12. Сокращенному ионному уравнению $Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$ соответствует взаимодействие гидроксида цинка с

- 1) H₂O
- 2) HNO₂
- 3) H₂S
- 4) H₂SO₄

А13. Сокращенному ионному уравнению $Zn(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + 2H_2O$ соответствует взаимодействие гидроксида цинка с

- 1) H₂O
- 2) Cu(OH)₂
- 3) NaOH
- 4) Fe(OH)₃

А14. Технический оксид цинка массой 97 г и содержащий 8% примесей растворили в соляной кислоте. Определите массу образовавшейся соли.

- 1) 140 г
- 2) 150 г
- 3) 160 г
- 4) 170 г

А15. Определите массу 10%-ного раствора гидроксида натрия, который надо прибавить к раствору, содержащему 27,6 г хлорида алюминия, для полного осаждения ионов алюминия.

- 1) 240 г
- 2) 80 г
- 3) 160 г
- 4) 480 г

Часть В (задания с кратким ответом)

В1. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления металла в этих веществах. Ответ дайте в виде последовательности цифр, соответствующих буквам по алфавиту.

ФОРМУЛА

- А) NaH
- Б) MnO₂
- В) Mn₂O₃
- Г) H₂CrO₄
- Д) Cr

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

МЕТАЛЛА

- 1) 0
- 2) +1
- 3) +3
- 4) +4
- 5) +6

В2. Среди нижеперечисленных элементов укажите щелочные металлы: 1) Be, 2) K, 3) Rb, 4) Mg, 5) Ni, 6) Cs. Ответ дайте в виде последовательности цифр в порядке их возрастания.

В3. Среди нижеперечисленных элементов укажите переходные металлы: 1) Fe, 2) Ni, 3) Sr, 4) Be, 5) Al, 6) Cu. Ответ дайте в виде последовательности цифр в

■ ТЕСТ 2. Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды

Часть А (задания с выбором ответа)

А1. Степень окисления металла +4 в соединении

- 1) CaO
- 2) MnO₂
- 3) Al₂O₃
- 4) Mn₂O₇

А2. В соединении H₂Cr₂O₇ степень окисления хрома

- 1) +3
- 2) +5
- 3) +6
- 4) +7

А3. Укажите правильное суждение:

- 1) металлы в степени окисления +1, +2 образуют основные оксиды
- 2) металлы со значением степени окисления +6, +7 образуют кислотные оксиды
- 3) неметаллы образуют основные оксиды
- 4) амфотерные гидроксиды проявляют и кислотные и основные свойства

А4. Амфотерный гидроксид

- 1) NaOH
- 3) LiOH

А5. Укажите правильное суждение:

- 1) гидроксиду натрия присущи амфотерные свойства
- 2) гидроксид цинка может реагировать с кислотами
- 3) гидроксид алюминия может реагировать со щелочами
- 4) гидроксиду хрома (III) присущи амфотерные свойства

А6. Не является амфотерным соединением

- 1) CrO₃
- 2) Cr(OH)₃
- 3) Cr₂O₃
- 4) ZnO

А7. Амфотерным гидроксидом и кислотой соответственно являются

- 1) NaOH и HCl
- 2) Cr(OH)₂ и H₃PO₄
- 3) Cr(OH)₃ и NaCl
- 4) Cr(OH)₃ и HNO₃

А8. Является основным оксидом

- 1) MnO
- 2) MnO₂
- 3) MnO₃
- 4) Mn₂O₇

А9. Укажите неправильно записанный генетический ряд:

- 1) металл — основной оксид — основание — соль
- 2) неметалл — кислотный оксид — основание — соль
- 3) металл — амфотерный оксид — соль — амфотерное основание

Вариант 4

1. В подгруппу кислорода не входит элемент

- а) О б) Se в) Cr г) Te

2. Электронная формула внешнего слоя атома серы



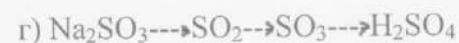
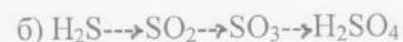
3. Кислород и озон-это

- а) одинаковые простые вещества б) разные простые вещества
в) одинаковые сложные вещества г) разные сложные вещества

4. Разбавленная серная кислота может реагировать с

- а) сульфатом бария б) оксидом меди(II) в) медью г) оксидом углерода(IV)

5. Промышленному способу производства серной кислоты не соответствует схема превращений



6. С образованием соли и выделением водорода протекает реакция между:

- а) р-р H_2SO_4 и Fe б) р-р H_2SO_4 и Cu в) H_2SO_4 (конц) и Mg г) H_2SO_4 (конц) и Ag.

7. Существует два вида солей серной кислоты, средние и кислые, названия которых соответственно

- а) сульфиды и гидросульфиды б) сульфиты и гидросульфиты в) сульфаты
гидросульфаты г) карбонаты и гидрокарбонаты

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) SO_3 б) SO_2 в) H_2SO_3 г) S

9. Объем водорода, который выделится при взаимодействии 13г. цинка с раствором содержащим 24,5 г. серной кислоты.

- а) 2,24 л. б) 4,48 л. в) 6,72 л. г) 8,96 л.

Вариант 3

1. Количество электронов на внешнем уровне атома селена равно

- а) 4 б) 5 в) 6 г) 2

2. Аллотропные видоизменения серы отличаются:

- а) числом атомов в молекуле б) качественным составом молекул
в) строением кристаллической решетки.

3. Оксид серы (IV) реагирует с

- а) кислородом б) оксидом углерода(IV) в) медью г) хлоридом натрия

4. Сульфат цинка получится при взаимодействии

- а) Zn с SO_2 б) SO_3 с Zn в) ZnO с H_2S г) Zn(OH)_2 с H_2SO_4

5. Кислород в лаборатории не получают:

- а) разложением бертолетовой соли KClO_3 б) разложением перманганата калия KMnO_4
в) разделением воздуха г) разложением перекиси водорода H_2O_2

6. С образованием соли, воды и оксида серы (IV) протекает реакция между:

- а) р-р H_2SO_4 и Cu б) р-р H_2SO_4 и Au в) H_2SO_4 (конц) и Cu г) H_2SO_4 (конц) и Au.

7. В промышленности серную кислоту получают по реакции

- а) оксида серы (IV) с водой б) оксида серы (VI) с водой в) сульфата натрия с соляной кислотой
г) гипса с соляной кислотой

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) H_2S б) SO_2 в) H_2SO_3 г) Na_2S

9. Вычислите массу серной кислоты, которую можно получить из 32 кг. руды, содержащей 60% пирита(FeS_2)

- а) 15,6 кг б) 83,4 кг в) 31,36 кг г) 124,83 кг

Вариант 2

1. Атом кислорода имеет электронную формулу

- а) $1s^2 2s^2 2p^3$ б) $1s^2 2s^2 2p^4$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

2. Аллотропные видоизменения кислорода – это:

- а) одно простое вещество б) разные простые вещества
в) одно сложное вещество г) разные сложные вещества.

3. Оксид серы (VI) реагирует с

- а) водой б) оксидом углерода(IV) в) кислородом г) хлоридом натрия

4. Серная кислота не реагирует с :

- а) гидроксидом меди(II)
б) оксидом магния
в) карбонатом калия
г) оксидом углерода(IV)

5. В промышленности оксид серы(IV) получают взаимодействием:

- а) Na_2SO_3 и HCl б) Cu и H_2SO_4 в) S и H_2SO_4 г) S и O_2

6. С образованием соли и водорода протекает реакция:

- а) р-р H_2SO_4 с Zn б) р-р H_2SO_4 с Au в) H_2SO_4 (конц) с Zn г) H_2SO_4 (конц) с Au .

7. Сырьем для получения серной кислоты не может служить

- а) H_2S б) FeS_2 в) S г) Na_2SO_4

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) SO_3 б) SO_2 в) S г) H_2

9. Масса сульфида цинка, образовавшегося при нагревании 10г. цинка и 10г. серы, равна

- а) 10г. б) 14,9 г. в) 20 г. г) 24,9 г.

Вариант 1

1. Электронная формула атома серы

- а) $1s^2 2s^2 2p^4$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

2. Аллотропия – это явление, когда один и тот же _____ образует несколько простых веществ. Пропущено в тексте: а) вещество б) атом в) молекула г) химический элемент.

3. При реакции серы с кислородом образуется:

- а) SO_3 б) SO_2 в) H_2SO_4 г) H_2S

4. Концентрированная серная кислота при комнатной температуре реагирует с обоими веществами:

- а) алюминием и оксидом алюминия
б) железом и оксидом железа(III)
в) цинком и оксидом меди(II)
г) углеродом и оксидом углерода(IV)

5. Сырьем для получения кислорода в промышленности служит:

- а) бертолетова соль $KClO_3$
б) перманганат калия $KMnO_4$
в) воздух
г) пероксид водорода H_2O_2

6. В промышленности серную кислоту получают поглощением:

- а) SO_3 водой б) SO_3 серной кислотой в) SO_2 водой г) SO_2 серной кислотой.

7. Химическая реакция возможна между веществами:

- а) H_2SO_4 и HCl б) H_2SO_4 и Zn в) H_2SO_4 и $BaSO_4$ г) H_2SO_4 и Au

8. Формула вещества X в схеме превращений



- а) S б) H_2S в) SO_3 г) H_2SO_3

9. Сколько литров сероводорода можно получить из 20 кг. природной серы, содержащей 20% примесей.

- а) $4,48 \text{ м}^3$ б) $3,36 \text{ м}^3$ в) $6,72 \text{ м}^3$ г) $11,2 \text{ м}^3$

Тест по теме:

«Элементы VI группы главной подгруппы»

Тест по теме:

«Элементы VI группы главной подгруппы»

8 (3 балла). Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ соответствует взаимодействию:

А. Оксида железа (III) и воды.

Б. Соляной кислоты и гидроксида железа (III).

В. Фосфата железа (III) и раствора гидроксида натрия.

Г. Хлорида железа (III) и раствора гидроксида калия.

9 (3 балла). Формула вещества, реагирующего с разбавленной серной кислотой:

А. O_2 . Б. CaO . В. Cu . Г. CO_2 .

10 (3 балла). Элементом Э в схеме превращений



является:

А. Барий.

В. Серебро.

Б. Литий.

Г. Углерод.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (8 баллов). Напишите уравнение реакции между растворами гидроксида элемента с порядковым номером 19 и водородного соединения элемента с порядковым номером 35 в Периодической системе. Назовите все вещества, укажите тип реакции.

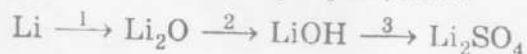
12 (8 баллов). В приведенной схеме



определите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

13 (4 балла). По схеме $\overset{+2}{\text{Cu}} \longrightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$ составьте уравнение химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

14 (6 баллов). По схеме превращений



Составьте уравнение реакции в молекулярном виде для превращения 3.

Запишите полное и сокращенное ионное уравнение.

15. По уравнению реакции $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$. Рассчитайте объем хлора (н.у.), необходимого для получения 0,1 моль хлорида алюминия. (4балла).

В а р и а н т 4

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа

- 1 (3 балла). Химический элемент, имеющий схему строения атома $(+17) \left(\begin{array}{c} \left(\left(\right) \right) \\ 2 \ 8 \ 7 \end{array} \right)$, в Периодической системе занимает положение:
- А. 2-й период, главная подгруппа III группы.
Б. 2-й период, главная подгруппа VII группы.
В. 3-й период, главная подгруппа V группы.
Г. 3-й период, главная подгруппа VII группы.
- 2 (3 балла). Распределение электронов по энергетическим уровням $2s$, $8s$, $8s$ соответствует атому элемента:
- А. Аргона. В. Никеля.
Б. Кислорода. Г. Хлора.
- 3 (3 балла). Элемент с наиболее ярко выраженными металлическими свойствами:
- А. Алюминий. В. Магний.
Б. Кремний. Г. Натрий.
- 4 (3 балла). Оксид элемента Э с зарядом ядра +17 соответствует общей формуле:
- А. ЭО. Б. ЭО₂. В. Э₂О₅. Г. Э₂О₇.
- 5 (3 балла). Характер свойств оксида элемента с порядковым номером 13 в Периодической системе:
- А. Амфотерный. Б. Кислотный. В. Основной.
- 6 (3 балла). Кислотные свойства наиболее ярко выражены у высшего гидроксида:
- А. Азота. В. Бора.
Б. Бериллия. Г. Углерода.
- 7 (3 балла). Схема превращения $\overset{-3}{\text{N}} \longrightarrow \overset{+2}{\text{N}}$ соответствует химическому уравнению:
- А. $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.
Б. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.
В. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
Г. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.

Контрольная работа №4 по теме:

«Обобщение знаний за курс основной школы»

Вариант 1

1. Число электронов в электронной оболочке атома определяется

- 1) числом протонов
- 2) числом нейтронов
- 3) числом энергетических уровней
- 4) величиной относительной атомной массы

2. Степень окисления хрома в соединении, формула которого $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, равна

- 1) +7 2) +2 3) +6 4) +5

3. Наиболее полярна химическая связь в молекуле

- 1) аммиака 2) сероводорода 3) бромоводорода 4) фтороводорода

4. Атомную кристаллическую решетку имеет

- 1) оксид натрия 2) оксид кальция 3) оксид серы(IV) 4) оксид алюминия

5. Окислительно-восстановительная реакция лежит в основе получения

- 1) сульфата аммония из аммиака и серной кислоты
- 2) кислорода разложением пероксида водорода
- 3) оксида бария разложением карбоната бария
- 4) гидроксида кальция из оксида кальция

6. Только сильные электролиты перечислены в ряду

- 1) гидроксид натрия, азотная кислота, хлорид магния
- 2) оксид серы(IV), серная кислота, сульфат аммония.
- 3) гидроксид калия, азотистая кислота, нитрат алюминия
- 4) гидрат аммиака, соляная кислота, иодид калия

7. Только окислительные свойства проявляет вещество, формула которого

- 1) I_2 2) F_2 3) H_2 4) N_2

8. Двухкислотное, растворимое, нелетучее и стабильное основание имеет формулу

1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 2) NH_3 3) NaOH 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Вариант 2

1. В главных подгруппах Периодической системы Д.И.Менделеева снизу вверх основные свойства гидроксидов металлов

1)увеличиваются 2)уменьшаются 3)не изменяются 4)изменяются периодически

2. Вещество с ковалентной неполярной связью

1) белый фосфор 2) фосфид алюминия 3) хлорид фосфора(V) 4) фосфат кальция

3. Формулы веществ только с ионной связью записаны в ряду

1) хлорид натрия, хлорид фосфора (V), фосфат натрия

2) оксид натрия, гидроксид натрия, пероксид натрия

3) сероуглерод, карбид кальция, оксид кальция

4) фторид кальция, оксид кальция, хлорид кальция

4. Соединение с ионной кристаллической решеткой образуется при взаимодействии хлора с

1) фосфором 2) барием 3) водородом 4) серой

5. К реакциям обмена относится взаимодействие между

1) оксидом меди(II) и соляной кислотой

2) оксидом натрия и водой

3) оксидом углерода (IV) и магнием

4) оксидом серы(VI) и оксидом цинка

6. Осадок образуется при сливании водных растворов

1) гидроксида натрия и хлорида лития

2) сульфата меди(II) и азотной кислоты

3) хлорида железа(III) и нитрата серебра

4) сульфата никеля и нитрата калия

7. Ингибитор – это вещество, которое

1) ускоряет химическую реакцию

2) замедляет химическую реакцию

3) усиливает действие катализатора

4) нейтрализует каталитические яды

8. Массовая доля кислорода в перманганате калия равна

1) 50,8% 2) 39,7% 3) 22,2% 4) 40,5%