

Муниципальное общеобразовательное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа с. Ворсино им. К.И. Фролова»

Рассмотрена на заседании
методического совета
МОУ «СОШ с. Ворсино
им. К.И. Фролова»
протокол №1 от 28.08. 2017 г.

Принята педагогическим
советом МОУ «СОШ
с. Ворсино им. К.И. Фролова»
протокол №1 от 29.08.2017 г.



Рабочая программа
по химии
8-9 классы (ФК ГОС)

Автор: Бобер Лариса Павловна
учитель химии
МОУ «СОШ с. Ворсино им. К.И. Фролова»

Пояснительная записка

Рабочая программа по предмету «Химия» для 8-9 классов составлена в соответствии с Федеральным законом от 21.12.2012 г. №273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации».

Рабочая программа по предмету «Химия» для 8-9 классов разработана на основе Федерального компонента государственного стандарта общего образования и авторской программы курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений: автор О.С. Габриелян. - 7-е изд., стереотип.-М.: Дрофа, 2012 г.

Данная программа конкретизирует содержание стандарта, даёт распределение учебных часов по разделам курса, последовательность изучения тем и разделов с учётом межпредметных и предметных связей, логики учебного процесса, возрастных особенностей учащихся. В программе определён перечень демонстраций, лабораторных опытов, практических занятий и расчётных задач.

Изучение химии в основной школе направлено на достижение следующих целей:

- освоение важнейших знаний об основных понятиях и законах химии, химической символике;
- овладение умениями наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений химических реакций;
- развитие познавательных интересов и интеллектуальных способностей в процессе проведения химического эксперимента, самостоятельного приобретения знаний в соответствии с возникающими жизненными потребностями;
- воспитание отношения к химии как к одному из фундаментальных компонентов естествознания и элементу общечеловеческой культуры;
- применение полученных знаний и умений для безопасного использования веществ и материалов в быту, сельском хозяйстве и на производстве, решения практических задач в повседневной жизни, предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

Требования к уровню подготовки выпускников основного общего образования.

В результате изучения химии выпускник должен знать/понимать

химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;

важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, химическая реакция, ион, химическая связь, вещество, классификация веществ, моль, молярная масса, молярный объем, химическая реакция, классификация реакций, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;

основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава; периодический закон;

уметь:

называть: химические элементы, соединения изученных классов;

объяснять: физический смысл порядкового номера химического элемента, номеров группы и периода, к которым элемент принадлежит в ПСХЭ им Д.И. Менделеева; закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп; сущность реакций ионного обмена;

характеризовать: химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в ПСХЭ им Д.И. Менделеева и особенностей строения их атомов; связь между составом, строением и свойствами веществ; химические свойства основных классов неорганических веществ;

определять: состав веществ по их формулам, принадлежность веществ к определенному классу соединений, типы химических реакций, валентность и степень окисления элемента в соединениях, типы химической связи в соединениях, возможность протекания реакций ионного обмена;

составлять: формулы неорганических соединений изученных классов; схемы строения атомов первых 20 элементов ПСХЭ им Д.И. Менделеева; уравнения химических реакций;

обращаться: с химической посудой и оборудованием;

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

вычислять: массовую долю химического элемента по формуле соединения; массовую долю вещества в растворе; количество вещества, объем или массу по количеству вещества, объему или массе реагентов или продуктов.

Использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:

- безопасного обращения с веществами и материалами;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека;
- критической оценки информации о веществах, используемых в быту;
- приготовления растворов заданной концентрации

Реализация рабочей программы по предмету «Химия» предполагается в рамках завершенной линии учебников:

1. Химия. 8 класс: учебник для общеобразовательных учреждений/ О.С. Gabrielyan. - М.: Дрофа, 2015;

2. Химия. 9 класс: учебник для общеобразовательных учреждений/ О.С. Gabrielyan. - М.: Дрофа, 2015.

Данные учебники соответствуют федеральному перечню учебников на 2016-2017 учебный год, утвержденных приказом Минобрнауки образования и науки.

Характеристика учебного предмета «Химия».

В системе естественно-научного образования, химия, как учебный предмет занимает важное место в познании законов природы, в материальной жизни общества, в решении глобальных проблем человечества, в формировании научной картины мира, а также в воспитании экологической культуры людей.

Весь теоретический материал курса химии для основной школы рассматривается на первом году обучения, что позволяет учащимся более осознанно и глубоко изучить фактический материал — химию элементов и их соединений. Наряду с этим такое построение программы дает возможность развивать полученные первоначально теоретические сведения на богатом фактическом материале химии элементов. В результате выигрывают обе составляющие курса: и теория, и факты.

Программа построена с учетом реализации межпредметных связей с курсом физики 7 класса, где изучаются основные сведения о строении молекул и атомов, и биологии 6—9 классов, где дается знакомство с химической организацией клетки и процессами обмена веществ. Основное содержание курса химии 8 класса составляют сведения о химическом элементе и формах его существования: атомах, изотопах, ионах, простых веществах и важнейших соединениях элемента (оксидах и других бинарных соединениях, кислотах, основаниях и солях), о строении вещества (типологии химических связей и видах кристаллических решеток), некоторых закономерностях протекания реакций и их классификации.

В содержании курса химии 9 класса вначале обобщенно раскрыты сведения о свойствах классов веществ - металлов и неметаллов, а затем подробно освещены свойства: а) металлов главных подгрупп I, II, III групп, железа и их соединений. Предусмотрено изучение окислительно-восстановительных реакций, периодического закона, Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, что является основой для дальнейшего изучения и предсказания свойств металлов и неметаллов - простых веществ и сложных, или образуемых, веществ. Наряду с этим раскрывается их значение в природе и народном хозяйстве.

Курс оканчивается кратким знакомством с органическими соединениями, в основе которого лежит идея генетического развития органических веществ от углеродов до полимеров.

Значительное место в содержании данного курса отводится химическому эксперименту, который формирует у учащихся не только навыки правильного обращения с веществами, но и исследовательские умения. Изучение тем сопровождается проведением практических работ, так как теорию необходимо подтверждать практикой.

Место учебного предмета «Химия» в учебном плане.

Программа рассчитана на 70 часов в 8 классе (2 часа в неделю), и 68 часов в 9 (2 часа в неделю).

8 класс – курс построен по плану: атом – простое вещество – сложное вещество.

9 класс – курс построен по концентрической концепции: металлы, неметаллы – свойства наиболее важных неорганических веществ – знакомство с органической химией.

Содержание рабочей программы по учебному предмету химия для 8 класса

Данная рабочая программа реализуется при использовании традиционной технологии обучения, а также элементов других современных образовательных технологий, передовых форм и методов обучения, таких как проблемный метод, развивающее обучение, компьютерные технологии, тестовый контроль знаний и др. в зависимости от склонностей, потребностей, возможностей и способностей каждого конкретного класса.

Контроль за уровнем знаний учащихся предусматривает проведение лабораторных, практических, самостоятельных, тестовых и контрольных работ.

Тематическое планирование

Тема	Кол-во часов	Формы контроля
1. Введение	6	Практических работ – 1 Текущий контроль
2. Атомы химических элементов.	10	Контрольных работ- 1 Текущий контроль
3. Простые вещества	7	Контрольных работ- 1 Текущий контроль
4. Соединения химических элементов	12	Контрольных работ- 1 Текущий контроль

5. Изменения, происходящие с веществами	10	Контрольных работ-1 Текущий контроль
6. Практикум № 1 Простейшие операции с веществом (4 ч.)	4	Практических работ –4
7. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов	18	Контрольных работ -2 Текущий контроль
8. Практикум № 2 Свойства растворов электролитов	2	Практических работ –2
9. Резерв для повторения	1	
Всего	70	Контрольных работ -6 Практических работ - 7

1. Введение (6 ч)

Химия — наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Понятие о химическом элементе и формах его существования: свободных атомах, простых и сложных веществах

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

Краткие сведения из истории возникновения и развития химии. Период алхимии. Понятие о философском камне. Химия в XVI в. 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.

Практическая работа № 1

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

Тема 2. 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 оболочек атомов химических элементов №1-20 периодической системы Д. И. Менделеева. Понятие о завершённом и незавершённом 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 - образование бинарных соединений неметаллов. Электроотрицательность. Понятие о ковалентной полярной связи.

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.

Тема 3. Простые вещества (7ч)

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, образованные атомами кислорода, водорода, азота, серы, фосфора, углерода. 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.

Постоянная Авогадро. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярный объём газообразных веществ. Кратные единицы количества вещества — миллимоль и киломоль, миллимолярная и киломолярная массы вещества, миллимолярный и киломолярный объёмы газообразных веществ.

Расчёты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объём газов», «постоянная Авогадро».

Расчётные задачи. 1. Вычисление молярной массы веществ по химическим формулам. 2. Расчёты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объём газов», «постоянная Авогадро».

Демонстрации. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль. Модель молярного объёма газообразных веществ.

Тема 4. Соединения химических элементов (12 ч)

Степень окисления. Определение степени окисления элементов по химической формуле соединения. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названия. Бинарные соединения: оксиды, хлориды, сульфиды и др. Составление их формул. 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. 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 немолекулярного 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 растворяемого 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). Взрыв смеси водорода с воздухом. Способы разделения смесей, дистилляция воды.

Лабораторные опыты. 1. Знакомство с образцами веществ разных классов. 2. Разделение смесей.

Тема 5. Изменения, происходящие с веществами (10ч)

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; а) плавление парафина; б) растворение перманганата калия; в) диффузия душистых веществ с горящей лампочки накаливания. 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; з) разложение пероксида водорода.

Лабораторные опыты. 3. Сравнение скорости испарения воды и спирта по исчезновению их капель на фильтровальной бумаге. 4. Окисление меди в пламени спиртовки или горелки. 5. Помутнение известковой воды от выдыхаемого углекислого газа. 6. Получение углекислого газа взаимодействием соды и кислоты. 7. Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом.

Тема 6 . Практикум № 1 Простейшие операции с веществом (4 ч.)

Практическая работа № 2 «Наблюдения за изменениями, происходящими с горячей свечой»

Практическая работа № 3 «Анализ почвы и воды»

Практическая работа № 4 «Признаки химических реакций»

Практическая работа № 5 «Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе.»

Тема 7. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (18 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 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 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.

Окислительно-восстановительные реакции. 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. Взаимодействие цинка с серой, соляной кислотой, хлоридом меди (II). Горение магния.

Лабораторные опыты. 8. Реакции, характерные для растворов кислот (соляной или серной). 9. Реакции, характерные для растворов щелочей (гидроксидов натрия или калия). 10. Получение и свойства нерастворимого основания, например гидроксида меди (II). 11. Реакции, характерные для растворов солей (например, для хлорида меди (II)). 12. Реакции, характерные для основных оксидов (например, для оксида кальция). 13. Реакции, характерные для кислотных оксидов (например, для углекислого газа).

Тема 8. Практикум № 2 Свойства растворов электролитов (2 ч)

Практическая работа № 6 «Свойства кислот, оснований, солей»

Практическая работа № 7 «Решение экспериментальных задач»

Календарно-тематическое планирование

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
1.		Предмет химии. Вещества.	Химия – наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях. Относительные атомная и молекулярная массы.	
2.		Превращение веществ. Роль химии в жизни человека. Краткий очерк истории химии.		
3.		Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Знаки химических элементов	Химический элемент. <i>Язык химии</i> . Знаки химических элементов. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Группы и периоды периодической системы	Записывать знаки хим. элементов
4.		Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы.	Химические формулы. Закон постоянства состава	Составлять формулы. Вычислять атомные массы
5.		Массовая доля элемента в соединении.		Вычислять молекулярные массы
6.		Практическая работа 1 «Приемы обращения с лабораторным оборудованием» «Правила Т.Б»	Правила работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности.	

Тема 2. Атомы химических элементов (10 ч.)

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
7.		Основные сведения о строении атомов.	Атомы и молекулы.. Строение атома. Ядро	

			(протоны, нейтроны) и электроны. Изотопы. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов периодической системы Д.И. Менделеева. Строение молекул.	
8.		Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы		
9.		Электроны. Строение электронных оболочек атомов.		Составлять схемы
10.		Металлические и неметаллические свойства элементов. Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов.		
11.		Ионная связь.	Химическая связь. Типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая.	
12.		Ковалентная химическая связь.		Записывать схему связи
13.		Ковалентная полярная химическая связь.		
14.		Металлическая химическая связь.		
15.		Подготовка к контрольной работе по теме «Атомы химических элементов»		
16.		Контрольная работа 1 по теме «Атомы химических элементов»		

Тема 3. Простые вещества (7 ч.)

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
17.		Простые вещества – металлы		
18.		Простые вещества – металлы и неметаллы. Аллотропия.	Свойства простых веществ (металлов и неметаллов),	

19.		Количество вещества. Молярная масса вещества	Количество вещества, моль. Молярная масса	Решать задачи на молярную массу
20.		Молярный объем газов	Молярный объем. Простые и сложные вещества.	Решать задачи на молярный объем
21.		Решение задач на молярную массу вещества, молярный объем газов		
22.		Обобщение и систематизация знаний по теме		
23.		Контрольная работа № 2 «Простые вещества»		

Тема 4. Соединения химических элементов (12 ч.)

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
24.		Степень окисления	Понятие о степени окисления. Качественный и количественный состав вещества.	
25.		Бинарные состояния металлов и неметаллов, их номенклатура.	Простые и сложные вещества.	
26.		Оксиды, летучие водородные соединения	Вещества в твердом, жидком и газообразном состоянии. Кристаллические и аморфные вещества.).	Составлять формулы
27.		Основания	Основные классы неорганических веществ	Составлять формулы
28.		Кислоты		Составлять формулы
29.		Соли		Составлять формулы
30.		Кристаллические решетки	Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная и металлическая)	
31.		Чистые вещества и смеси	Чистые вещества и смеси веществ.	
32.		Массовая и объемная доли компонентов смеси		

33.		Расчеты, связанные с понятием «доля»		Решать задачи
34.		Обобщение и систематизация знаний по теме		
35.		Контрольная работа № 3		

Тема 5. Изменения, происходящие с веществами (10 ч.)

№ урока п.п.	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
36.	1. Физические явления	Химическая реакция.	
37.	Химические реакции	Условия и признаки химических реакций.	Записывать хим. реакции
38.	Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения.	Сохранение массы веществ при химических реакциях.	
39.	Химические уравнения. Закрепление.		
40.	Реакции разложения	Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ; изменению степеней окисления химических элементов; поглощению или выделению энергии..	Писать уравнения
41.	Реакции соединения		Писать уравнения
42.	Реакции замещения		Писать уравнения
43.	Реакции обмена		Писать уравнения
44.	Химические реакции на примере свойств воды.		
45.	Контрольная работа № 4 «Изменения, происходящие с веществами»		

Тема 6 . Практикум № 1 Простейшие операции с веществом (4 ч.)

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
46.		Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой		Разделение смесей. Очистка веществ. Фильтрование.
47.		Анализ почвы и воды		Взвешивание. Приготовление растворов.

48.		Признаки химических реакций		Получение кристаллов солей.	Проведение
49.		Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе.		химических реакций в растворах. Нагревательные устройства.	Проведение химических реакций при нагревании.

Тема 7. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (18 ч.)

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
50.		Растворение как физико-химический процесс Растворимость. Типы растворов	Электролитическая диссоциация веществ в водных растворах. Электролиты и неэлектролиты. Ионы. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей. Реакции ионного обмена.	
51.		Электролитическая диссоциация, основные положения		
52.		Ионные уравнения реакций		Писать уравнения
53.		Условия протекания реакций до конца.		
54.		Кислоты в свете ТЭД, их классификация и свойства		Писать уравнения отражающие химические свойства класса
55.		Основания в свете ТЭД, их классификация и свойства		Писать уравнения отражающие химические свойства класса
56.		Оксиды - их классификация и свойства		Писать уравнения отражающие химические свойства класса
57.		Соли в свете ТЭД, их классификация и свойства		Писать уравнения отражающие химические свойства класса
58.		Закрепление материала по свойствам кислот, оснований, оксидов и солей.		
59.		Генетическая связь между классами неорганических веществ		
60.		Обобщение и систематизация знаний по теме		
61.		Контрольная работа № 5 « Свойства кислот, оснований, оксидов и солей.»		
62.		Окислительно-восстановительные		Писать ОВР

		реакции	Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель.	
63.		Составление уравнений реакций методом электронного баланса		
64.		Свойства изученных классов веществ в свете ОВР		
65.		Обобщение и систематизация знаний по теме		
66.		Контрольная работа № 6 «Окислительно-восстановительные реакции»		
67.		Анализ работы		

Тема 7. Практикум № 2 Свойства растворов электролитов (2ч.)

№ урока п.п.	Дата	Тема урока	Изучаемые вопросы (знать)	Изучаемые вопросы(уметь)
68.		Свойства кислот, оснований, солей	Методы анализа веществ. Качественные реакции на газообразные вещества и ионы в растворе. Определение характера среды. Индикаторы.	Проводить реакции в водных растворах
69.		Решение экспериментальных задач		
70.		Резерв		

Учебно-методическое обеспечение:

Учебно-методический комплект

1. Примерная программа основного общего образования по химии (базовый уровень);
2. Авторская программа О.С.Габриеляна, соответствующая Федеральному компоненту Государственного стандарта общего образования и допущенная Министерством образования и науки Российской Федерации (О.С.Габриелян Программа курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений / О.С.Габриелян. – 7-е издание, переработанное и дополненное – М.: Дрофа, 2012 г.).
3. *Габриелян О. С., Остроумов И. Г.* Настольная книга учителя. Химия. 8 к л.: Методическое пособие. — М.: Дрофа, 2010г
4. Химия. 8 к л.: Контрольные и проверочные работы к учебнику О. С. Габриеляна «Химия. 8 / О. С. Габриелян, П. Н. Березкин, А. А. Ушакова и др. — М.: Дрофа, 2013г.
5. *Габриелян О. С., Остроумов И. Г.* Изучаем химию в 8 к л.: Дидактические материалы. — М.: Блик плюс, 2009г.
6. *Габриелян О. С., Купцова А.В.* Методическое пособие 8-9кл. М.: Дрофа, 2014г.
7. *Лилле В.П.* Справочник школьника по химии 8- 11 кл. — С.-П.: Литера, 2014г.

Литература для учащихся:

- О.С.Габриелян «Химия, 8 класс», М., 2015

Дополнительная литература:

Энциклопедический словарь юного химика.

Дидактический материал.

Медиаресурсы:

1. Единые образовательные ресурсы с сайта [www. school-coollection.edu.ru](http://www.school-collection.edu.ru) (единой коллекции образовательных ресурсов),

Список полезных образовательных сайтов

Химия

Химическая наука и образование в России <http://www.chem.msu.su/rus>

Химия и Жизнь – XXI век <http://www.hij.ru>

Газета «Химия» и сайт для учителя «Я иду на урок химии»

<http://him.1september.ru>

ChemNet: портал фундаментального химического образования

<http://www.chemnet.ru>

АЛХИМИК: сайт Л.Ю. Аликберовой

<http://www.alhimik.ru>

Основы химии: образовательный сайт для школьников и студентов

<http://www.hemi.nsu.ru>

Химия в Открытом колледже

<http://www.chemistry.ru>

WebElements: онлайн-справочник химических элементов

<http://webelements.narod.ru>

Белок и все о нем в биологии и химии

<http://belok-s.narod.ru>

Виртуальная химическая школа

<http://maratak.m.narod.ru>

Занимательная химия: все о металлах

<http://all-met.narod.ru>

Мир химии

<http://chem.km.ru>

Кабинет химии: сайт Л.В. Рахмановой

<http://www.104.webstolica.ru>

Коллекция «Естественнонаучные эксперименты»: химия

<http://experiment.edu.ru>

Органическая химия: электронный учебник для средней школы

<http://www.chemistry.ssu.samara.ru>

Химия для всех: иллюстрированные материалы по общей, органической и неорганической химии

<http://school-sector.relarn.ru/nsm/>

Химия для школьников: сайт Дмитрия Болотова

<http://chemistry.r2.ru>

Школьная химия

<http://schoolchemistry.by.ru>

Электронная библиотека по химии и технике

<http://rushim.ru/books/books.htm>

9 класс

Тематическое планирование

Тема	Кол-во часов	Формы контроля
1. Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса	6	Контрольных работ- 1
2. Металлы	18	Контрольных работ- 1 Практических работ -3
3. Неметаллы	26	Контрольных работ- 1 Практических работ -3
4. Органические соединения	13	Контрольных работ- 1 Текущий контроль
5. Обобщение знаний по химии за курс основной школы	5	Контрольных работ-1
Всего	68	Контрольных работ -5 Практических работ - 6

Содержание рабочей программы

Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса (6 ч)

Характеристика элемента по его положению в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Свойства оксидов, кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации и процессов окисления-восстановления. Генетические ряды металла и неметалла.

Понятие о переходных элементах. Амфотерность. Генетический ряд переходного элемента.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Их значение.

Лабораторный опыт. 1. Получение гидроксида цинка и исследование его свойств.

Тема 1 Металлы (18ч)

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. Электрохимический ряд напряжений металлов и его использование для характеристики химических свойств конкретных металлов. Способы получения металлов: пиро-, гидро- и электрометаллургия. Коррозия металлов и способы борьбы с ней.

Общая характеристика щелочных металлов. Металлы в природе. Общие способы их получения. Строение атомов. Щелочные

металлы простые вещества, их физические и химические свойства. 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, их физические и химические свойства. Важнейшие соединения щелочноземельных металлов — оксиды, гидроксиды и соли (хлориды, карбонаты, нитраты, сульфаты и 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+} . Качественные реакции на Fe^{2+} и Fe^{3+} . Важнейшие соли железа. Значение железа, его соединений и сплавов в природе и народном хозяйстве.

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. 2. Ознакомление с образцами металлов. 3. Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. 4. Ознакомление с образцами природных соединений: а) натрия; б) кальция; в) алюминия; г) железа. 5. Получение гидроксида алюминия и его взаимодействие с растворами кислот и щелочей. 6. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

Практическая работа № 1

Осуществление цепочки химических превращений металлов

Практическая работа № 2

Получение и свойства соединений металлов

Практическая работа № 3

Решение экспериментальных задач на распознавание и получение веществ

Тема 2 Неметаллы (26 ч)

Общая характеристика неметаллов: положение в периодической системе Д. И. Менделеева, особенности строения атомов, электроотрицательность как мера «неметалличности», ряд электроотрицательности. Кристаллическое строение неметаллов - простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл», «неметалл».

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

Общая характеристика галогенов. Строение атомов. Простые вещества, их физические и химические свойства. Основные соединения галогенов (галогеноводороды и галогениды) их свойства. Качественная реакция на хлорид-ион. Краткие сведения о хлоре, бrome, фторе и иоде. Применение галогенов и их соединений в народном хозяйстве.

Сера. Строение атома, аллотропия, свойства и применение ромбической серы. Оксиды серы (II) и (VI), их получение, свойства и применение. Сероводородная и сернистая кислоты. Серная кислота и ее соли, их применение в народном хозяйстве. Качественная реакция на сульфат-ион.

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.

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

У г л е р о д. Строение атома, аллотропия, свойства аллотропных модификаций, применение. Оксиды углерода (II) и (IV), их свойства и применение. Качественная реакция на углекислый газ. Карбонаты: кальцит, сода, поташ, их значение в природе и жизни человека. Качественная реакция на карбонат-ион.

К р е м н и й. 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, 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, **Лабораторные опыты.** 7. Качественная реакция на хлорид-ион. 8. Качественная реакция на сульфат-ион. 9. Распознавание солей аммония. 10. Получение углекислого газа и его распознавание. 11. Качественная реакция на карбонат-ион. 12. Ознакомление с природными силикатами. 13. Ознакомление с продукцией силикатной промышленности.

Практическая работа № 4

Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода».

Практическая работа № 5

Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппы азота и углерода».

Практическая работа № 6 Получение, собирание и распознавание газов.

Тема 3 Органические соединения (13 ч)

Вещества органические и неорганические, относительность понятия «органические вещества». Причины многообразия органических соединений. Химическое строение органических соединений. Молекулярные и структурные формулы органических веществ.

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.

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

Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида. Окисление альдегида в кислоту.

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

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 (в сравнении), их биологическая роль.

Демонстрации. Модели молекул метана и других углеводородов. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. Образцы этанола и глицерина. Качественная реакция на многоатомные спирты. Получение уксусно-этилового эфира. Омыление жира.

Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра. Качественная реакция на крахмал. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот. Горение белков (шерсти или птичьих перьев). Цветные реакции белков.

Лабораторные опыты. 14. Изготовление моделей молекул углеводов. 15. Свойства глицерина. 16. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II) без нагревания и при нагревании. 17. Взаимодействие крахмала с иодом.

Тема 4 Обобщение знаний по химии за курс основной школы (5ч)

Физический смысл порядкового номера элемента в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, 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.

Типы химических связей и типы кристаллических решеток. Взаимосвязь строения и свойств веществ.

Классификация химических реакций по различным признакам (число и состав реагирующих и образующихся веществ; тепловой эффект; использование катализатора; направление; изменение степеней окисления атомов).

Простые и сложные вещества. Металлы и неметаллы. Генетические ряды металла, неметалла и переходного металла. Оксиды (основные, амфотерные и кислотные), гидроксиды (основания, амфотерные гидроксиды и кислоты) и соли: состав, классификация и общие химические свойства в свете теории электролитической диссоциации и представлений о процессах окисления-восстановления.

Календарно-тематическое планирование

№п/п	дата	Тема урока	Основное содержание урока Демонстрация опытов
1		<p>Периодический закон и система химических элементов Д.И.Менделеева. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе.</p>	<p>Состав атома. Строение электронных оболочек атома первых 20 элементов периодической системы Д.И. Менделеева. Характер простого вещества; сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами; аналогично для соседей по подгруппе. Генетические ряды металла и неметалла. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева – графическое отображение Периодического закона. Физический смысл номера элемента, номера периода и номера группы. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Значение Периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева. Д. Получение и изучение характерных свойств основного и кислотного оксидов, оснований и кислот на примерах MgO и SO₂, Mg(OH)₂ и H₂SO₄.</p>
2		<p>Генетические ряды металлов и неметаллов. Участие простых веществ в окислительно-восстановительных реакциях.</p>	<p>Основные классы неорганических веществ. Простые вещества. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель. Д.:магний+соляная кислота горение серы, взаимодействие оксида со щелочью.</p>
3		<p>Химические свойства оксидов, кислот, оснований. Реакции ионного обмена.</p>	<p>Основные классы неорганических соединений. Реакции ионного обмена. Д.:хим.свойства оксидов,кисл, оснований Таблица«Механизм дисс-ции веществ»</p>
4		<p>Переходные элементы. Амфотерные оксиды и гидроксиды.</p>	<p>Амфотерность оксидов и гидроксидов. Д. свойства амфотерных оксидов и гидроксидов Л. Получение гидроксида цинка и исследование его свойств</p>
5		<p>Решение упражнений</p>	<p>Отработка навыков решения расчетных и экспериментальных задач.</p>

6		Контрольная работа 1 по повторению	
			Тема 1 Металлы (18ч)
7		Положение металлов в периодической системе. Строение их атомов, кристаллических решеток. Физические свойства.	Положение металлов в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева. Особенности строения атомов металлов. Металлическая кристаллическая решётка и металлическая химическая связь. Общие физические свойства металлов. Значение металлов в развитии человеческой цивилизации. Д. образцы металлов, кристаллические решетки.
8		Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений	Химические свойства металлов как восстановителей. Электрохимический ряд напряжений металлов и его использование для характеристики химических свойств конкретных металлов. Д. химические свойства металлов Л.Растворение железа, цинка в HCl, $Fe + CuSO_4$
9		Коррозия металлов. Сплавы	Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии Сплавы, их классификация. Черная металлургия. Цветные сплавы.. Сплавы, их классификация, свойства и значение. Д. коррозия металлов Слайд-лекция Д. коллекции сплавов Презентация.
10		Металлы в природе, общие способы их получения.	Самородные металлы. Минералы. Руды. металлургия, ее виды. Способы получения металлов: пиро-, гидро- и электрометаллургия.
11		Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы(щелочные металлы).	Хим. элементы главных подгрупп П.С.Х.Э. Д И Менделеева: натрий, калий. Строение атомов щелочных металлов. Щелочные металлы – простые вещества, их физические и химические свойства. Д. свойства щелочных металлов Видеофильм
12		Соединения щелочных металлов	Обзор соединений щелочи, соли. Природные соединения щелочных металлов. Важнейшие соединения щелочных металлов – оксиды, гидроксиды и соли, их свойства и применение в народном хозяйстве. Д. свойства щелочей Распознавание солей K^+ и Na^+ по окраске пламени Карточки, задания.
13		Общая характеристика	Строение атомов щелочноземельных металлов. Щелочноземельные металлы – простые вещества, их

		элементов главной подгруппы II группы(щелочно-земельные металлы.	физические и химические свойства. Строение атомов, физические, химические свойства. Д. свойства щелочно-земельных металлов Л.Распознавание катионов кальция и бария
14		Соединения щелочно-земельных металлов и магния	Получение и применение оксида кальция (негашёной извести). Получение и применение гидроксида кальция (гашеной извести). Разновидности гидроксида кальция (известковая вода, известковое молоко, пушонка).Соединения кальция как строительные и отделочные материалы (мел, мрамор, известняк). Важнейшие соед. щелочно-земельных металлов. Применение. Роль кальция, магния. Д. свойства соединений щелочно-земельных металлов Презентация
15		Алюминий: его физические и химические свойства	Хим. элементы главных подгрупп П.С.Х.Э. Д И Менделеева: алюминий. Строение атома алюминия. Физические и химические свойства алюминия - простого вещества. Области применения алюминия. Природные соединения алюминия. Соединения алюминия - оксид и гидроксид, их амфотерный характер. Д. Получение гидроксида алюминия и его взаимодействие с растворами кислот и щелочей. Л. Ознакомление с образцами природных соединений алюминия. Д. свойства алюминия Презентация.
16		Соединения алюминия.	Соединения алюминия: амфотерность оксида и гидроксида.Соли. Применение. Д. получение и свойства соединений алюминия Презентация
17		Решение задач на расчет выхода продукта от теоретически возможного.	Вычисления по химическим уравнениям
18		Железо. Физические и химические свойства	Строение атома железа. Степени окисления железа. Физические и химические свойства железа – простого вещества. Области применения железа. Оксиды и гидроксиды железа. Железо-элемент побочной подгруппы 8 группы.Строение атома, физич., химич. Свойства. Применение. Д. Получение гидроксидов железа (II) и (III). Л. Ознакомление с образцами природных соединений железа. Л.Взаимодействие железа с кислотами, солями. Презентация.

19		Соединения железа +2 и +3	Соединения железа(II) (III) Железо – основа современной техники. Роль железа в жизне-деятельности организмов. Л. Получение и св-ва гидроксидов железа (II)и(III) Д.Качественные реакции на Fe ²⁺ , Fe ³⁺
20		Практическая работа 1 «Осуществление цепочки химических превращений металлов».	Правила техники безопасности. Объяснять результаты и записывать уравнения. П.Р. №1 Набор реактивов и оборудования
21		Практическая работа 2 «Получение и свойства соединений металлов.	Правила техники безопасности. Объяснять результаты и записывать уравнения. П.Р. №2 Набор реактивов и оборудования.
22		Практическая работа 3 «Решение экспериментальных задач на распознавание и получение веществ».	Правила техники безопасности. Объяснять результаты и записывать уравнения. П.Р. № 3 Набор реактивов и оборудования.
23		Обобщение систематизация и коррекция знаний, умений, навыков уч-ся по теме «Химия металлов».	Повторение ключевых моментов темы «Металлы»: физич. и химич. свойства металлов и их важнейших соединений.
24		Контрольная работа 2 по теме «Металлы» .	Контроль знаний по теме
			Тема 2 Неметаллы (26ч)
25		Общая характеристика неметаллов.	Положение неметаллов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Особенности строения атомов неметаллов. Электроотрицательность, ряд электроотрицательности. Кристаллическое строение неметаллов – простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Состав воздуха. Д. Образцы неметаллов.
26		Водород.	Положение в ПСХЭ С Двойственное положение водорода в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева. Физические и химические свойства водорода, его получение, применение. Распознавание водорода.троение атома и молекулы. Физич. и химич. свойства ,получение и применение. Д.О. Получение водорода и его свойства Презентация
27		Галогены.	Строение атомов галогенов и их степени окисления. Строение молекул галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Применение галогенов и их соединений в народном хозяйстве.

			<p>Образцы галогенов. Д. 1) галогены с металлами 2) Вытеснение хлором брома и иода из р-ров их солей.</p>
28		<p>Соединения галогенов. Получение. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений.</p>	<p>Галогеноводороды . галогениды. Свойства и применение, качеств. реакции, природные соед. галогенов Получение галогенов электролизом расплавов и растворов солей. Биологическое значение, применение. Д. Распознавание соединений галогенов. . Получение хлора электролизом р-а NaCl Образцы</p>
29		<p>Кислород. Строение атома, аллотропия, свойства и применение .</p>	<p>Кислород в природе. Физические и химические свойства кислорода. Горение и медленное окисление. Получение и применение кислорода. Распознавание кислорода. Фотосинтез, дыхание. Д. Горение серы и железа в кислороде. Получение кислорода разложением перманганата калия и пероксида водорода, собиране и распознавание кислорода.</p>
30		<p>Сера, ее физические и химические свойства.</p>	<p>Строение атома серы и степени окисления серы. Аллотропия серы. Химические свойства серы. Сера в природе. Биологическое значение серы, её применение (демеркуризация). Оксиды серы (IV) и (VI), их получение, свойства и применение. Сернистая кислота и её соли. Д. Взаимодействие серы с металлами и кислородом. Образцы природных соединений серы. Д. Получение оксида серы (IV), его взаимодействие с водой и со щёлочью.</p>
31		<p>Соединения серы: сероводород и сульфиды, оксид серы(IV), сернистая кислота и ее соли.</p>	<p>Свойства серной кислоты в свете теории электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных реакций. Сравнение свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты. Применение серной кислоты. Д. Образцы важнейших для народного хозяйства сульфатов. Разбавление концентрированной серной кислоты. Свойства разбавленной серной кислоты.</p>
32		<p>Серная кислота и ее соли</p>	<p>Свойства конц. серной кислоты и раствора, получение серной кислоты в промышленности и применение кислоты и ее соединений. Сульфаты . качественная реакция на сульфат-ион. Л.О. №8 «качественная реакция на сульфат ион» Д. хим. свойств H_2SO_4 и качеств. р. на SO_4^{2-}. Образцы сульфатов</p>
33		<p>Решение задач и упражнений . Обобщение и систематизация знаний по теме «Неметаллы».</p>	<p>Решение упражнений по теме «Подгруппа кислорода». Повторение ключевых понятий</p>
34		<p>Практическая работа 4</p>	<p>П.Р. №4</p>

		«Решение эксперимент. задач по теме «Подгруппа кислорода».	Наборы реактивов
35		Решение задач , если одно из реагирующих веществ дано в избытке	Избыток, недостаток. Алгоритм решения задач
36		Азот и его свойства.	Строение атома и молекулы азота. Физические и химические свойства азота в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях. Получение и применение азота. Азот в природе и его биологическое значение. Демонстрация. Азот в природе, получение, применение, свойства ,ЦОР).
37		Аммиак. Соли аммония	Строение молекулы аммиака. Физические и химические свойства, получение, собиранье и распознавание аммиака. Д. Получение, собиранье и распознавание аммиака. Растворение аммиака в воде и взаимодействие аммиака с хлороводородом. Состав, получение, физические и химические свойства солей аммония: взаимодействие со щелочами и разложение. Применение солей аммония в народном хозяйстве. Л. Распознавание солей аммония
38		Практическая работа №5 «Получение аммиака и изучение его свойств»	Получить аммиак и изучить его свойства. П.Р. № 5 , лабораторное оборудование, реактивы.
39-40		Кислородные соединения азота. Азотная кислота и ее соли.	Состав и химические свойства азотной кислоты как электролита. Особенности окислительных свойств концентрированной азотной кислоты. Применение азотной кислоты. Нитраты и их свойства. Проблема повышенного содержания нитратов в сельскохозяйственной продукции. Д. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью. Химические свойства азотной кислоты. Применение азотной кислоты .
41		Фосфор и его соединения.	Строение атома фосфора. Аллотропия фосфора. Химические свойства фосфора. Применение и биологическое значение фосфора. Оксид фосфора (V) - типичный кислотный оксид. Ортофосфорная кислота и три ряда её солей: фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты. Д. Образцы важнейших для народного хозяйства фосфатов. Д. Образцы природных соединений фосфора. Получение белого фосфора из красного.
42		Решение задач и упражнений. Обобщение и систематизация знаний по теме «Подгруппа азота»	Решение упражнений по теме «Подгруппа азота». Повторение ключевых понятий
43-44		Углерод. Оксиды углерода.	Строение атома углерода. Аллотропия: алмаз и графит. Физические и химические свойства углерода. Оксид углерода (II) или угарный газ: получение, свойства, применение. Оксид углерода (IV) или

		Топливо	углекислый газ: получение, свойства, применение. Д. Образцы природных соединений углерода. Л. Получение углекислого газа и его распознавание.
45		Угольная кислота. Карбонаты Жесткость воды.	Состав и химические свойства угольной кислоты. Карбонаты и их значение в природе и жизни человека. Переход карбонатов в гидрокарбонаты и обратно. Распознавание карбонат-иона среди других ионов. Д. Образцы важнейших для народного хозяйства карбонатов. Л. Качественная реакция на карбонат-ион
46		Кремний и его соединения. Силикатная промышленность.	Строение атома кремния, сравнение его свойств со свойствами атома углерода. Кристаллический кремний: его свойства и применение. Д. Образцы природных соединений кремния. Образцы стекла, керамики, цемента. Л. Ознакомление с природными силикатами. Оксид кремния (IV) и его природные разновидности. Кремниевая кислота и её соли. Значение соединений кремния в живой и неживой природе. Понятие силикатной промышленности. Л. Ознакомление с продукцией силикатной промышленности.
47		Решение задач и упражнений. Обобщение и систематизация знаний по теме «Подгруппа углерода»	Решение упражнений по теме «Подгруппа углерода». Повторение ключевых понятий
48		Практическая работа № 6 «Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа азота и углерода»	Применить знания на практике ТБ
49		Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений и навыков учащихся по теме: «Химия неметаллов».	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений и навыков учащихся по теме «Неметаллы»
50		Контрольная работа № 3 по теме «Неметаллы»	Контроль знаний, умений и навыков

			Тема 3 Органические соединения (13 ч)
51		Предмет органической химии.	Вещества органические и неорганические. Особенности органических веществ. Причины многообразия органических соединений. Валентность и степень окисления углерода в органических соединениях..
52		Теория химического строения органических соединений А.М.Бутлерова	Структурные формулы. Значение органической химии. Д. Модели молекул органических соединений
53		Предельные углеводороды.	Строение молекул метана и этана. Физические свойства метана. Горение метана и этана. Дегидрирование этана. Применение метана. Д. Горение углеводородов и обнаружение продуктов их горения. Л. Изготовление моделей молекул метана и этана
54-55		Непредельные углеводороды. Этилен. Ацетилен. Бензол.	Строение молекулы этилена. Двойная связь. Химические свойства этилена (горение, взаимодействие с водой, бромом). Реакция полимеризации. Д. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия.
56-57		Спирты. Понятие о предельных одноатомных спиртах на примерах метанола и этанола. Трехатомный спирт — глицерин.	Спирты – представители кислородсодержащих органических соединений. Физические и химические свойства спиртов. Физиологическое действие на организм метанола и этанола. Д. Образцы этанола и глицерин. Качественная реакция на многоатомные спирты. Л. Свойства глицерина.
58		Одноосновные предельные карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства и применение. Сложные эфиры.	Уксусная кислота, её свойства и применение. Уксусная кислота – консервант пищевых продуктов. Стеариновая кислота – представитель жирных карбоновых кислоты. Д. Взаимодействие уксусной кислоты с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями.
59		Жиры как сложные эфиры глицерина и жирных кислот. Понятие об углеводах. Глюкоза, ее свойства и значение. Крахмал и целлюлоза, их	Биологически важные орг. вещества: жиры, углеводы. Физические и химические свойства. Глюкоза, её свойства и значение. Биологическая роль. Крахмал. целлюлоза Белки, их строение и биологическая роль. Глюкоза, крахмал и целлюлоза (в сравнении), их биологическая роль. Д. Качественная реакция на крахмал. Горение белков. Цветные реакции белков. Л. Взаимодействие крахмала с йодом.

		биологическая роль.	
60		Аминокислоты. Белки.	
61		Полимеры	Основные понятия химии ВМС. Представление о пластмассах, волокнах.
62		Лекарственные препараты; проблемы, связанные с их применением. Обобщение сведений об органических веществах.	Решение упр. по теме «Первонач. представления об орг. соединениях». повторение ключевых понятий. Демонстрация лекарственных препаратов.
63		Контрольная работа № 4 по теме «Органические вещества»	Контроль знаний по теме
			Тема 4 Обобщение знаний по химии за курс основной школы (5ч)
64		.Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете учения о строении атома.	Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева – графическое отображение Периодического закона. Физический смысл номера элемента, номера периода и номера группы. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Значение Периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева
65		.Химическая связь и кристал. решётки. Взаимосвязь строение и свойств веществ.	Типы химических связей, типы кристаллических решёток. Взаимосвязь строения и свойств веществ.
66		Классификация химич.реакций по различным признакам.	Классификация химических реакций по различным признакам (число и состав реагирующих и образующихся веществ; тепловой эффект; использование катализатора; направление; изменение степеней окисления атомов).
67		Простые и сложные вещества	Простые и сложные вещества. Генетические ряды металла, неметалла. Оксиды (основные и кислотные), гидроксиды (основания и кислоты), соли: состав, классификация и общие химические свойства в свете теории электролитической диссоциации и представлений об окислительно-восстановительных реакциях.
68		Контрольная работа № 5, итоговая, за курс основной школы	

Учебно-методическое обеспечение:

Учебно-методический комплект

8. Примерная программа основного общего образования по химии (базовый уровень);
9. Авторская программа О.С.Габриеляна, соответствующая Федеральному компоненту Государственного стандарта общего образования и допущенная Министерством образования и науки Российской Федерации (О.С.Габриелян Программа курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений / О.С.Габриелян. – 7-е издание, переработанное и дополненное – М.: Дрофа, 2012 г.).
10. Химия. 9 кл.: Контрольные и проверочные работы к учебнику О. С. Габриеляна «Химия. 8 / О. С. Габриелян, П. Н. Березкин, А. А. Ушакова и др. — М.: Дрофа, 2015г.
11. *Габриелян О. С., Смирнова Т.В.* Химия в тестах, задачах, упражнениях. 9 кл. — М.: Дрофа, 2015г.

Дополнительная литература:

Энциклопедический словарь юного химика.

Дидактический материал.

Медиаресурсы:

2. Единые образовательные ресурсы с сайта [www. school-coollection.edu.ru](http://www.school-coollection.edu.ru)
(единой коллекции образовательных ресурсов)

КОНТРОЛЬ ОБУЧЕННОСТИ 8 класс

Контрольная работа №1 «Атомы химических элементов»

Вариант I

1. Установите соответствие.

Символ элемента	Название элемента
1. Na	А. Натрий
2. С	Б. Железо
3. К	В. Цинк
4. Fe	Г. Углерод
5. Zn	Д. Калий

2. Расположите перечисленные элементы в порядке:

- 1) возрастания неметаллических свойств – P, S, Si
- 2) возрастания металлических свойств – K, Li, Na

3. Определите тип химической связи для веществ с формулами: Na, NaCl, Cl₂, SCl₂. Запишите схемы образования связей для данных веществ.

4. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, формулы которых BaO, SO₂.

5*. Сравните положение в периодической таблице Д.И.Менделеева химических элементов лития и натрия.

Вариант II

1. Установите соответствие.

Символ элемента	Название элемента
1. S	А. Кальций
2. Ca	Б. Азот
3. P	В. Сера
4. Cu	Г. Фосфор
5. N	Д. Медь

2. Расположите перечисленные элементы в порядке:

- 3) возрастания неметаллических свойств – P, Cl, Mg
- 4) возрастания металлических свойств – Na, Al, Mg

3. Определите тип химической связи для веществ с формулами: CaF₂, F₂, Ca, OF₂. Запишите схемы образования связей для данных веществ.

4. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, формулы которых CuCl₂, CaO.

5*. Сравните положение в периодической таблице Д.И.Менделеева химических элементов магния и кальция.

Контрольная работа №3 «Соединения химических элементов»

Вариант I

1. Из перечня формул выпишите отдельно формулы оксидов, кислот, оснований и солей и дайте их названия: NaOH , Cu_2O , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, HNO_3 .
2. Укажите заряды ионов и степени окисления атомов химических элементов для веществ с формулами H_2SO_4 и $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Запишите формулы соответствующих им оксидов.
3. Составьте формулы соединений: сульфата бария, нитрата алюминия, гидроксида магния, хлорида кальция.
4. Найдите количество вещества сульфата алюминия массой 34,2 г.
5. Рассчитайте объём кислорода, содержащегося в воздухе объёмом 500 л (объёмную долю кислорода в воздухе примите за 21%).

Вариант II

1. Из перечня формул выпишите отдельно формулы оксидов, кислот, оснований и солей и дайте их названия: CO_2 , H_2SO_4 , CuCl_2 , KOH .
2. Укажите заряды ионов и степени окисления атомов химических элементов для веществ с формулами HNO_3 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Запишите формулы соответствующих им оксидов.
3. Составьте формулы соединений: нитрата серебра, гидроксида алюминия, сульфата калия, хлорида железа (III).
4. Найдите количество вещества сульфата меди (II) массой 8 г.
5. Рассчитайте объём азота, содержащегося в воздухе объёмом 40 л (объёмную долю азота в воздухе примите за 78%).

Контрольная работа №2 «Простые вещества»

Вариант 1

1. Определить тип химической связи и составить схему ее образования в соединении CaF_2
2. Чему равна масса 3 моль воды.
3. Чему равно число молекул 2 ммоль воды.
4. Рассчитать объем азота массой 140 г.

Вариант 2

1. Определить тип химической связи и составить схему ее образования в соединении OF_2
2. Какой объем занимают 4 моль Cl_2
3. Какая масса 2 кмоль CO_2
4. Рассчитать объем CO_2 массой 220 г.

Вариант 3

1. Определить тип химической связи и составить схему ее образования в соединении SCl_2
2. Сколько молекул CO_2 в 1,5 моль.
3. Какой объем занимают 2 кмоль N_2
4. Рассчитать объем азота массой 140 г.

Вариант 4

1. Определить тип химической связи и составить схему ее образования в соединении MgCl_2
2. Какой объем занимают 3 моль O_2
3. Сколько молекул содержится в 1,5 кг CO_2
4. Рассчитать объем CO_2 массой 220 г.

Контрольная работа № 4 «Изменения, происходящие с веществами»

Вариант I

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором одного правильного ответа

1 (2 балла). Физические явления – это:

- А.** Ржавление железа.
- Б.** Горение древесины.
- В.** Плавление свинца.

2 (2 балла). Признак реакции, наблюдаемый при прокаливании меди на воздухе:

- А.** Выделение газа.
- Б.** Изменение окраски.
- В.** Появление запаха.

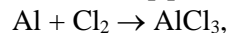
3 (2 балла). Уравнение экзотермической реакции:

- А.** $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$.
- Б.** $2H_2O = 2H_2 + O_2$.
- В.** $2HBr = H_2 + Br_2$.

4 (2 балла). Уравнение реакции обмена:

- А.** $CaO + SiO_2 = CaSiO_3$
- Б.** $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$.
- В.** $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$.

5 (2 балла). Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции, схема которой



равна:

- А.** 4 **Б.** 5 **В.** 7.

6 (2 балла). Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются:

- А.** Термическими.
- Б.** Эндотермическими.
- В.** Экзотермическими.

7 (2 балла). Объём водорода, который полностью прореагирует по уравнению реакции: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ с 1 моль кислорода, равен:

- А.** 8,96л.
- Б.** 44,8л.
- В.** 67,2л.

8 (2 балла). Схема, являющаяся уравнением химической реакции:

- А. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$.
- Б. $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
- В. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

9 (2 балла). По данной левой части уравнения $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ восстановите его правую часть.

- А. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- Б. $\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- В. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2$

10 (2 балла). Из нескольких простых или сложных веществ образуется одно более сложное вещество в реакции:

- А. Замещения.
- Б. Обмена.
- В. Разложения.
- Г. Соединения.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (7 баллов). Для названных веществ и продуктов реакции запишите уравнения реакций и укажите их тип:

азотная кислота + гидроксид кальция → нитрат кальция + вода

12 (6 баллов). По уравнению реакции $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ найдите массу оксида меди (II), образовавшегося при разложении 39,2 г гидроксида меди (II).

13 (6 баллов). Расставьте коэффициенты в схемах и укажите тип химических реакций:

- А. $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$
- Б. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$

14 (4 балла). Запишите план разделения смеси сахарного песка и речного песка.

15 (7 баллов). Восстановите пропущенную запись, укажите тип химической реакции:

- А. $? + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- Б. $2\text{Al} + ? = 2\text{AlCl}_3$

Шкала перевода

0 – 17 баллов – «2» (0 – 34%)
18 – 30 баллов – «3» (36 – 60%)
31 – 43 балла – «4» (62 – 86%)
44 – 50 баллов – «5» (88 – 100%)

Вариант II

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором одного правильного ответа

1 (2 балла). Химические явления – это:

- А.** Горение свечи
- Б.** Испарение бензина
- В.** Плавление льда

2 (2 балла). Признак реакции, наблюдаемый при горении магния

- А.** Выделение тепла и света
- Б.** Изменение окраски
- В.** Образование осадка

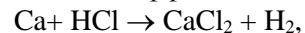
3 (2 балла). Уравнение эндотермической реакции:

- А.** $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- Б.** $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
- В.** $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

4 (2 балла). Уравнение реакции разложения:

- А.** $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$
- Б.** $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$.
- В.** $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.

5 (2 балла). Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции, схема которой



равна:

- А.** 3 **Б.** 4 **В.** 5.

6 (2 балла). Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются:

- А.** Термическими.
- Б.** Эндотермическими.
- В.** Экзотермическими.

7 (2 балла). Объём водорода, который полностью прореагирует по уравнению реакции: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ с 2 моль хлора (н.у.), равен:

- А.** 4,48 л
- Б.** 22,4 л
- В.** 44,8 л.

8 (2 балла). Схема, являющаяся уравнением химической реакции:

- А. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- Б. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
- В. $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$.

9 (2 балла). По данной правой части уравнения $\dots = \text{CuCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ восстановите его левую часть.

- А. $\text{Cu} + 2\text{HCl}$
- Б. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$
- В. $\text{CuO} + 2 \text{HCl}$

10 (2 балла). Из сложного вещества образуется два или более новых веществ в реакции:

- А. Замещения.
- Б. Обмена.
- В. Разложения.
- Г. Соединения.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

11 (7 баллов). Для названных веществ и продуктов реакции запишите уравнения реакций и укажите их тип:

серная кислота + гидроксид калия \rightarrow сульфат калия + вода

12 (6 баллов). По уравнению реакции $\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$ найдите массу оксида цинка, образовавшегося при разложении 19,8 г гидроксида цинка.

13 (6 баллов). Расставьте коэффициенты в схемах и укажите тип химических реакций:

- А. $\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Б. $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2$

14 (4 балла). Запишите план разделения смеси поваренной соли и мела.

15 (7 баллов). Восстановите пропущенную запись, укажите тип химической реакции:

- А. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = ? + 3\text{H}_2\text{O}$
- Б. $\text{Zn} + ? = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Шкала перевода

0 – 17 баллов – «2» (0 – 34%)
18 – 30 баллов – «3» (36 – 60%)
31 – 43 балла – «4» (62 – 86%)
44 – 50 баллов – «5» (88 – 100%)

Контрольная работа №5 «Свойства кислот, оснований, оксидов и солей»

Вариант I

1. Запишите уравнения электролитической диссоциации веществ: а) хлорида натрия, б) серной кислоты, в) гидроксида калия. Укажите названия всех ионов.
2. Закончите молекулярные уравнения реакций, составьте для них ионные уравнения:
А) $\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 = \dots$ Б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \dots$
3. Дана схема переходов:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$.
а) генетический ряд какого элемента описан цепочкой превращений?
б) Запишите молекулярные уравнения переходов.
в) Рассмотрите 1-й переход в свете ОВР, а последний – в свете ТЭД.
4. В трёх пронумерованных пробирках находятся растворы: карбоната калия, серной кислоты, гидроксида натрия. Можно ли распознать, в какой колбе какое вещество находится, не используя никаких других веществ(кроме индикаторов)? Составьте план распознавания и запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде

Вариант II

1. Запишите уравнения электролитической диссоциации веществ: а) хлорида бария, б) азотной кислоты, в) гидроксида кальция. Укажите названия всех ионов.
2. Закончите молекулярные уравнения реакций, составьте для них ионные уравнения:
А) $\text{KOH} + \text{CuSO}_4 = \dots$ Б) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HNO}_3 = \dots$
3. Дана схема переходов:
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$.
а) генетический ряд какого элемента описан цепочкой превращений?
б) Запишите молекулярные уравнения переходов.
в) Рассмотрите 1-й переход в свете ОВР, а последний – в свете ТЭД.
4. В трёх пронумерованных пробирках находятся растворы: нитрата серебра, соляной кислоты, гидроксида калия. Можно ли распознать, в какой колбе какое вещество находится, не используя никаких других веществ(кроме индикаторов)? Составьте план распознавания и запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Контрольная работа №6 «Окислительно- восстановительные реакции»

Вариант 1.

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором одного правильного ответа.

- (2 балла). Формула вещества, в котором фосфор проявляет степень окисления +5: А. Р₄. Б. РН₃. В. Р₂О₅.
- (2 балла). Степень окисления азота в нитрате калия равна: А. -5. Б. +3. В. +5.
- (2 балла). Вещество, в котором степень окисления хлора равна нулю: А. Cl₂. Б. NaCl. В. KClO₃.
- (2 балла). Окислительно – восстановительной является реакция, уравнение которой: А. CaO + CO₂ = CaCO₃.
Б. Cu(OH)₂ = CuO + H₂O. В. 2H₂ + O₂ = 2H₂O.
- (2 балла). Окислителем в химической реакции, протекающей в водном растворе согласно уравнению Fe + CuCl₂ = Cu + FeCl₂ является:
А. Cu⁰. Б. Cu⁺². В. Fe⁰. Г. Fe⁺².
- (2 балла). Процесс перехода, схема которого: S⁻² S⁺⁴ является: → А. Восстановлением. Б. Окислением. В. Не окислительно-восстановительным процессом.
- (2 балла). В уравнении реакции 4Li + O₂ → 2Li₂O число электронов, принятых окислителем, равно: А. 1. Б. 2. В. 4.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом.

- (4 балла). Составьте формулы оксида серы (IV) и оксида серы (VI).
- (8 баллов). Расставьте коэффициенты в схеме реакции методом электронного баланса: Mg + HCl → MgCl₂ + H₂. Назовите процессы окисления и восстановления, укажите окислитель и восстановитель.
- (6 баллов). Расположите формулы химических соединений: PCl₃, PCl₅, Mg₃P₂ – в порядке возрастания степеней окисления атомов фосфора.
- (2 балла). Дополните фразу: «Окисление – это ...»

Вариант 2.

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором одного правильного ответа.

- (2 балла). Вещество, в котором сера проявляет степень окисления +4: А. H₂S. Б. SO₃. В. H₂SO₃.
- (2 балла). Степень окисления углерода в карбонате кальция равна: А. -4. Б. +2. В. +4.
- (2 балла). Вещество, в котором степень окисления фосфора равна нулю: А. Р₄. Б. РН₃. В. Р₂О₅.
- (2 балла). Окислительно – восстановительной является реакция, уравнение которой: А. 2Al(OH)₃ = Al₂O₃ + 3H₂O. Б. H₂ + Cl₂ = 2HCl.
В. NaOH + HNO₃ = NaNO₃ + H₂O.
- (2 балла). Окислителем в химической реакции: CuO + H₂ = Cu + H₂O является: А. H⁰₂. Б. Cu⁺². В. O⁻². Г. Cu⁰.

6. (2 балла). Фосфор в степени окисления 0 может являться: А. Только восстановителем. Б. Только окислителем. В. И окислителем, и восстановителем.
7. (2 балла). Простое вещество – не металл, обладающее наиболее сильными окислительными свойствами: А. Br₂. Б. Cl₂. В. F₂.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом.

8. (4 балла). Составьте формулы оксида азота (III) и оксида азота (V).
9. (8 баллов). Расставьте коэффициенты в схеме реакции методом электронного баланса: Ca + O₂ → CaO. Укажите процессы окисления и восстановления, укажите окислитель и восстановитель.
10. (6 баллов). Расположите формулы химических соединений: CH₄, CO₂, CO – в порядке уменьшения степеней окисления атомов углерода.
11. (2 балла). Дополните фразу: «Восстановление – это...»!

Вариант 3.

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором одного правильного ответа.

1. (2 балла). Вещество, в котором степень окисления азота равна -3: А. N₂. Б. N₂O₃. В. NH₃.
2. (2 балла). Степень окисления фосфора в фосфорной кислоте равна: А. -3. Б. +3. В. +5.
3. (2 балла). Вещество, в котором степень окисления углерода равна нулю: А. Алмаз. Б. Углекислый газ. В. Угольная кислота.
4. (2 балла). Окислительно – восстановительной является реакция: А. CaCO₃ = CaO + CO₂. Б. 2Fe + 3Cl₂ = 2FeCl₃. В. CaO + H₂O = Ca(OH)₂.
5. (2 балла). Окислителем в химической реакции 2AgNO₃ + Cu = Cu(NO₃)₂ + 2Ag является: А. Ag⁰. Б. Ag⁺¹. В. Cu⁺². Г. (2 балла). Сера в степени окисления +4 может являться: А. Только восстановителем. Б. Только окислителем. В. И окислителем, и восстановителем.
6. (2 балла). Простое вещество – металл, обладающее наиболее сильными восстановительными свойствами: А. Железо. Б. Медь. В. Цинк.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом.

7. (4 балла). Составьте формулы оксидов хлора (III) и (VII).
8. (8 баллов). Расставьте коэффициенты в схеме реакции методом электронного баланса: Al + S → Al₂S₃. Назовите процессы окисления и восстановления, укажите окислитель и восстановитель.
9. (6 баллов). Расположите формулы химических соединений: SO₂, K₂S, H₂SO₄ – в порядке увеличения степеней окисления атомов серы.
10. (2 балла). Дополните фразу: «Окислителем называется ...»

