

## **Пояснительная записка**

### ***Статус документа***

Рабочая программа по химии составлена на основе Примерной программы основного общего образования по химии, а так же Программы курса химии для 8-9 классов общеобразовательных учреждений. Автор О.С. Габриелян. (Габриелян О.С.. Программы курса для 8-11 классов общеобразовательных учреждений. 5-е издание.,- М.: Дрофа, , 2008. -78, [2]с.; или И.Г. Остроумов, А.С. Боев, О.С. Габриелян. М. Просвещение, 2007г.

***Информационно-методическая функция*** позволяет всем участникам образовательного процесса получить представление о целях, содержании, общей стратегии обучения, воспитания и развития учащихся средствами данного учебного предмета.

***Организационно-планирующая функция*** предусматривает выделение этапов обучения, структурирование учебного материала, определение его количественных и качественных характеристик на каждом из этапов в том числе для содержательного наполнения промежуточной аттестации учащихся

### ***Место предмета в базисном учебном плане***

***Программа рассчитана на 68 часов в VIII классе, из расчета - 2 учебных часа в неделю, из них: для проведения контрольных - 4 часа, практических работ – 7 часов, лабораторных опытов - 13.***

### ***Структура документа***

Рабочая программа включает три раздела: пояснительную записку; основное содержание с примерным распределением учебных часов по разделам курса и возможную последовательность изучения тем и разделов; требования к уровню подготовки выпускников основной школы по химии. В Рабочей программе представлено минимальное по объему, но функционально полное содержание

### ***Общая характеристика учебного предмета***

Основными проблемами химии являются изучение состава и строения веществ, зависимости их свойств от строения, конструирование веществ с заданными свойствами, исследование закономерностей химических превращений и путей управления ими в целях получения веществ, материалов, энергии весь материал структурирован по шести блокам: Методы познания веществ и химических явлений. Экспериментальные основы химии; Вещество; Химическая реакция; Элементарные основы неорганической химии; Первоначальные представления об органических веществах; Химия и жизнь. Рабочая программа конкретизирует содержание стандарта, дает примерное распределение учебных часов по разделам курса и рекомендуемую последовательность изучения тем и разделов В рабочей программе нашли отражение цели и задачи изучения химии на ступени полного общего образования, изложенные в пояснительной записке Примерной программы по химии. В ней так же заложены возможности предусмотренного стандартом формирования у обучающихся общеучебных умений и навыков, универсальных способов деятельности и ключевых компетенций.

Принципы отбора основного и дополнительного содержания связаны с преемственностью целей образования на различных ступенях и уровнях обучения, логикой внутри предметных связей, а так же возрастными особенностями учащихся.

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. Примерная программа выполняет две основные функции.

Распределение часов по темам составлено по авторской программе с использованием резервного времени. Формулировка названий разделов и тем – соответствует авторской программе

Тема урока совпадает с названием параграфа учебника, Все демонстрации, лабораторные опыты взяты из Примерной программы.

Однако практическая часть (по сравнению с Примерной программой) изменена.

При рассмотрении темы «физические явления» вместо практической работы «Анализ почвы» я предлагаю практическую работу «Разделение смесей». При рассмотрении тем: «Разложение» и «Замещение» ввела практические работы: «Получение кислорода» и «Получение водорода», так как считаю, что эти работы в большей степени развивают любознательность учащихся.

**На основании того, что рабочая программа была составлена на основе Примерной программы основного общего образования по химии и авторской, были внесены следующие изменения:**

Вместо практической работы «Анализ почвы» я предлагаю практическую работу «Разделение смесей».

Объединила практические работы: «Наблюдение за горящей свечой» и «Признаки химических реакций».

Исключены практические работы по темам: «Ионные реакции» и «Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца». Вместо них введены работы: «Получение кислорода» и «Получение водорода».

# Основное содержание

## 8 КЛАСС

(2 ч в неделю; всего 68ч)

### Введение (4ч)

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. Хемофилия и хемофобия.

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 **уметь:**

- *называть* структуру периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева,
- *определять* по химическим знакам химические элементы, их русские названия.
- *характеризовать* химические явления
- *объяснять* черты химических реакций

- *проводить* самостоятельный расчет молекулярной массы вещества и массовой доли по формуле.  
его формуле.

### Тема 1

#### Атомы химических элементов (10ч)

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 завершенном и незавершенном 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.

**уметь:**

- называть формулировки периодического закона (Д.И.Менделеева и современную)
- определять валентность, строение электронных оболочек.

- характеризовать химический элемент по его положению в таблице химических элементов Д.И. Менделеева

- объяснять свойства на основе положения элемента в таблице химических элементов Д.И. Менделеева

**Демонстрации.** Модели атомов химических элементов. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

## **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, 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 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».

**уметь:**

- называть формулы для вычисления количества вещества
- определять способность атомов к образованию аллотропии.
- характеризовать Общие физические свойства металлов.

- объяснять решение задач с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем», «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.** Получение озона. Образцы белого и серого олова, белого и красного фосфора. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль. Модель молярного объема газообразных веществ.

## **Тема 3**

### **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.

**уметь:**

- *называть* класс неорганических соединений, тип кристаллической решетки.
- *определять* к какому классу неорганических соединений относится данное вещество, молекулярное и немолекулярное строение, среду реакции.
- *характеризовать* свойства классов неорганических соединений.
- *объяснять* действие закона постоянства вещества.
- *проводить* самостоятельный поиск признаков физических свойств веществ.

**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 4**

#### **Изменения, происходящие с веществами (10 ч)**

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).

**уметь:**

- называть вещество и его свойства.
- определять типы химических реакций
- характеризовать смещение химического равновесия, факторы, влияющие на скорость химической реакции, тип химической реакции.
- объяснять признаки химических реакций.
- проводить самостоятельный

**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) возгонка иода или бензойной кислоты; в) растворение перманганата калия; г) диффузия душистых веществ с горящей лампочки накаливания. Примеры химических явлений: а) горение магния, фосфора; б) взаимодействие соляной кислоты с мрамором или мелом; в) получение гидроксида меди (II); г) растворение полученного гидроксида в кислотах; д) взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой при нагревании; е) разложение перманганата калия; ж) взаимодействие разбавленных кислот с металлами; з) разложение пероксида водорода; и) электролиз воды.

**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 5

### Практикум № 1

#### Простейшие операции с веществом (5 ч)

**В результате изучения темы учащийся должен- проводить** самостоятельный поиск явлений сопровождающих химические реакции.

1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами.
2. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание. Признаки химических реакций
3. Разделение смесей.
4. Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе.

## Тема 6

### 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.

#### **уметь:**

- *определять* реакции ионного обмена, их признаки.

- *характеризовать* свойства растворов электролитов; генетическую связь основных классов неорганических соединений.

- *объяснять* свойства основных классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации.

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

**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 7**

#### **Практикум №2**

*В результате изучения темы учащийся должен- проводить самостоятельный химический эксперимент по изучению свойств веществ.*

#### **Практические работы:**

**Свойства растворов электролитов (3 ч)** 5. получение кислорода. 6. Получение водорода. 7.

Решение экспериментальных задач. Распределение часов

Примерной программы основного общего образования обучения 8 кл. приведено в таблице 1.

**Рабочая программа ориентирована на использование учебника: Химия. 8 класс: Учеб. Для общеобразовательных учебных заведений.- 2-е издание, испр. – М.: Дрофа, 2001**

**Учебно-методические пособия: журнал «Химия в школе»**

**Промежуточная аттестация проводится согласно Уставу и (или) локальному акту образовательного учреждения в форме теста или в виде обычной контрольной работы**

**Распределение учебного времени освоения  
основного содержания (68 часов) Примерной программы  
по разделам обучения (8кл.)**

№	Наименование разделов	Всего часов	Из них				
			Теоретическое изучение	Практические	Лабораторные	Контрольные	Самостоятельная работа
	<b>Основное содержание</b>	68					
1	<b>Введение</b>	6	4	2	-	-	
2.	<b>Атомы Химических элементов</b>	10	9	-	-	1	
3.	<b>Простые вещества</b>	7	7	-	-	-	
4.	<b>Соединения химических элементов</b>	14	12	1	2	1	
5.	<b>Изменения Происходящие с веществами</b>	13	9	3	5	1	
6.	<b>Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов</b>	18	16	1	6	1	
	<b>Всего</b>	68	57	7	13	4	



### Календарно-тематический план

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<b>Введение (6 ч) 4+2пр</b>			
1/1. Предмет химии. Вещества	Что изучает химия. Простые и сложные вещества. Свойства веществ. Химический элемент. Формы существования химического элемента	Д. Коллекции изделий — тел из алюминия и стекла	§1. упр 3— 5
2/2. Превращение веществ. Роль химии в жизни человека.  Краткие сведения по истории химии. Основоположники отечественной химии	Химические явления, их отличие от физических явлений. Достижения химии и их правильное использование.  История возникновения и развития химии.  Роль отечественных ученых в становлении химической науки. Основные законы химии	Д. 1. Взаимодействие соляной кислоты с мрамором.  2. Помутнение «известковой воды»	§2, упр 1— 5;  §3,  упр 1, 5
<b>3/3. Практическая работа №1 «Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете.</b>  <b>Приемы обращения с нагревательными приборами и лабораторным оборудованием»</b>			Стр 104
<b>4/4. Практическая работа №2 «Признаки химических реакций. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание.»</b>			Стр 109
5/5. Знаки (символы) химических элементов. Таблица Д. И. Менделеева	Обозначение химических элементов. Происхождение названий химических элементов. Общее знакомство со структурой таблицы Д. И. Менделеева: периоды и группы. Таблица Д. И. Менделеева как справочное пособие для получения сведений о химических элементах		§4,  упр · 1— 4
6/6 Химические формулы. Относительные атомная и молекулярная массы	Химическая формула, индекс, коэффициент: записи и чтение формул.  Масса атомов и молекул. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса		§5,  упр · 1— 5

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

<p>7/1. Основные сведения о строении атома. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны</p>	<p>Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома. Характеристика нуклонов. Взаимосвязь понятий: протон, нейтрон, массовое число</p>		<p>§ 6 · у п р · 1 , 3</p>	
<p>8/2. Изменение числа протонов в ядре — образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре — образование изотопов</p>	<p>Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидность атомов одного химического элемента</p>		<p>§7, упр. 1—4</p>	
<p>9/3. Электроны. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева</p>	<p>Характеристика электронов. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева. Понятие о завершённом и незавершённом электронных уровнях</p>		<p>§8, упр. 1—5</p>	
<p>10/4. Таблица Д. И. Менделеева и строение атома</p>	<p>Физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода в таблице Д. И. Менделеева. Причины изменения свойств химических элементов в периодах и группах в таблице Д. И. Менделеева</p>	<p>до слов: «Каков же результат приема-отдачи электронов...», упр. 1</p>	<p>§ 9</p>	
<p>11/5. Изменение числа электронов на внешнем электронном уровне атома химического элемента — образование положительных и отрицательных ионов. Ионная химическая связь</p>	<p>Понятие иона. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионных соединений</p>		<p>§ 9 до кон ца, упр. 2, 3</p>	
<p>12/6. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой — образование молекул простых веществ.</p>	<p>Схемы образования двухатомных молекул (<math>H_2</math>, <math>Cl_2</math>, <math>N_2</math>). Электронные и структурные формулы. Кратность химической связи</p>		<p>§1 0, у п</p>	

Ковалентная неполярная химическая связь			р. 1-4	
13/7. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой — образование молекул соединений. Электроотрицательность (ЭО). Ковалентная полярная химическая связь	Схемы образования молекул соединений ( $\text{HCl}$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{NH}_3$ и др.). Электронные и структурные формулы. Понятие об ЭО и ковалентной полярной химической связи		§11 упр. 1—4	
14/8. Взаимодействие атомов элементов-металлов между собой — образование металлических кристаллов	Понятие о металлической связи		§12 упр. 1-3	
15/9. Обобщение и систематизация знаний об элементах: металлах и неметаллах, о видах химической связи	Выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе			
<b>16/10. Контрольная работа №1 по теме «Атомы химических элементов»</b>				
<b>Тема 2. Простые вещества (7 ч)</b>				
17/1. Простые вещества — металлы. Общие физические свойства металлов. Аллотропия	Характеристика положения элементов-металлов в Периодической системе. Строение атомов металлов. Металлическая связь (повторение); физические свойства металлов — простых веществ. Аллотропия на примере олова	<b>Д. 1.</b> Коллекция металлов: <b>Fe, Al, Ca, Mg, Na, K, Hg</b> (последние два в запаянных ампулах). <b>2.</b> Образцы белого и серого олова	§13, упр. 1, 3, 4	

<p>18/2. Простые вещества - неметаллы. Физические свойства</p> <p>неметаллов - простых веществ</p>	<p>Положение элементов-неметаллов в Периодической системе. Строение их атомов. Ковалентная связь (повторение). Физические свойства неметаллов - простых веществ. Химические формулы. Расчёт относительной молекулярной массы (повторение). Понятие аллотропии на примере модификаций кислорода.</p> <p>Аллотропия фосфора, углерода.</p> <p>Относительность понятий «металлические свойства» и «неметаллические свойства»</p>	<p>Д. 1. Коллекция неметаллов - <math>H_2</math>, <math>O_2</math> (в газометре), <math>S</math>, <math>P</math>, угля активированного, брома (в ампуле).</p> <p>2. Получение и свойства белого и красного фосфора</p>	<p>§ 1 4, У п р. 3, 4</p>	
<p>19/3. Количество вещества</p> <p><b>II Четверть</b></p>	<p>Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль. Постоянная Авогадро</p>	<p>Д. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль, 1 ммоль, 1 кмоль</p>	<p>§ 15 до слов : «масса 1 моль...» упр. 1,2</p>	
<p>20/4. Молярная масса вещества</p>	<p>Расчет молярных масс веществ по их химическим формулам. Миллимолярная и киломолярная массы. Выполнение упражнений с использованием понятий: «постоянная Авогадро», «количество вещества», «масса», «молярная масса»</p>		<p>§ 15 до конца упр. 3, 4</p>	
<p>21/5. Молярный объем газообразных веществ</p>	<p>Понятие о молярном объеме газов. Нормальные условия. Миллимолярный и киломолярный объем. Выполнение упражнений с использованием понятий: «объем», «молярный объем», «количество вещества», «масса», «молярная масса»</p>	<p>Д. Модель молярного объема газов</p>	<p>§16, упр. 1, 2</p>	
<p>22/6. Урок-упражнение</p>	<p>Решение задач и упражнений с использованием понятий: «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро»</p>			
<p>23/7. Обобщение и систематизация знаний по теме</p>	<p>Решение задач и упражнений</p>			

**Тема 3. Соединения химических элементов (14 ч) 12+1пр+1кон (2 лабор)**

24/1. Степень окисления. Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, хлориды, сульфиды и др.	Понятие о степени окисления. Определение степени окисления элементов по формулам соединений. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названия		§17, упр. 1,2	
25/2. Важнейшие классы бинарных соединений – оксиды, летучие водородные соединения	Составление формул, их названия. Расчет по формулам. Характеристика важнейших соединений. Представители: <b>H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, CaO, HCl, NH<sub>3</sub></b>	Д. 1. Образцы оксидов: <b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O.</b> 2. Образцы летучих водородных соединений: <b>HCl</b> и <b>NH<sub>3</sub></b> (газы и растворы) Л.№ 1 Ознакомление с образцами веществ разных классов	§18 до конца, упр. 1—б	
26/3. Основания	Состав и названия оснований, их классификация. Расчеты по формулам оснований. Представители: <b>NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub></b>	Д. 1. Образцы щелочей (твердых и в растворе) и нерастворимых оснований.  2. Изменение окраски индикаторов	§19, упр. 1—б	
27/4. Кислоты	Состав и названия кислот: их классификация. Расчеты по формулам кислот. Представители кислот	Д. 1. Образцы кислот: <b>HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b> , некоторых других минеральных и органических кислот.  2. Изменение окраски индикаторов	§20, упр. 1—5	
28,29/5—6. Соли как производные кислот и оснований	Состав и названия солей. Расчеты по формулам солей. Представители: <b>NaCl, CaCO<sub>3</sub>, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Д. 1. Образцы солей кислородосодержащих и бескислородных кислот.  2. Кальцит и его разновидности	§21 упр. · 1— 3	
30/7. Урок – упражнение	Квалификация сложных веществ, определение принадлежности соединений к различным классам по их формулам.			

	Упражнения в составлении формул по названиям и названий веществ по формулам. Расчеты по формулам соединений			
31/8. Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Молекулярные кристаллические решетки. Ионные, атомные и металлические решетки	Понятие о межмолекулярном взаимодействии и молекулярной кристаллической решетке. Свойства веществ с этим типом решетки. Свойства веществ с разным типом кристаллических решеток, их принадлежность к разным классам соединений. Взаимосвязь типов кристаллических решеток и видов химической связи	Д. 1. Модели кристаллических решеток NaCl, алмаза, графита, металлов, CO <sub>2</sub> , йода.  2. Возгонка бензойной кислоты или нафталина	§22 , упр. 1,4,5	
<b>32/9. Контрольная работа №2 по темам: «Простые вещества», «Соединения химических элементов»</b>				
33/13 Чистые вещества и смеси  <b>III Четверть</b>	Понятия о чистом веществе и смеси, их отличия.  Примеры жидких и газообразных смесей.  Способы разделения смесей	Д. 1. Взрыв смеси водорода с воздухом.  2. Различные образцы смесей.  Л №2. Способы разделения смесей, в том числе и с помощью делительной воронки	§23 , упр. 1,2,4	
34/10. Массовая и объемная доли компонентов смеси, в том числе и доля примесей	Понятие о доли компонента смеси.  Вычисление ее в смеси и расчет массы или объема вещества в смеси по его доли		§24 , упр. 1 - 3	
35,36/11—12. Расчеты, связанные с понятием «доля» (ω, φ)	Решение задач и упражнений, на расчет доли (массовой или объемной) и нахождение массы (объема) компонента смеси		§24, упр. 4—7	
<b>37/14. Практическая работа № 3 «Приготовление раствора сахара и определение массовой доли сахара в растворе»</b>				
<b>Тема 4. Изменения, происходящие с веществами- {13 ч} 9+3 пр+1конт (5лабор)</b>				

38/1. Физические явления	<p>Способы очистки веществ, основанные на их физических свойствах.</p> <p>Очистка питьевой воды. Перегонка нефти</p> <p><b>Л.№3</b> Сравнение скорости испарения капель воды и спирта с поверхности фильтровальной бумаги</p>	<p><b>Д. 1.</b> Плавление парафина. <b>2.</b> Возгонке йода <b>I<sub>2</sub></b> или бензойной кислоты. <b>3.</b> Диффузия душистых веществ с поверхности горячей лампочки накаливания. <b>4.</b> Способы разделения смесей.</p>	§25, упр. 2— 4	
<b>39/2. . Практическая работа № 4 «Разделение смеси»</b>			Стр. 88	
40/3. Химические реакции. Закон сохранения массы вещества	<p>Понятие о химических явлениях, их отличие от физических. Признаки и условия протекания химических реакций.</p> <p>Реакция горения.</p> <p>Экзо- и эндотермические реакции. Количественная сторона химических реакций в свете учения об атомах и молекулах. Значение закона сохранения массы вещества. Роль М.В. Ломоносова и Д. Дальтона в открытии и утверждении закона сохранения массы веществ</p>	<p><b>Д. 1.</b> Горение магния. <b>2.</b> Взаимодействие <b>HCl</b> с мрамором, получение <b>Cu(OH)<sub>2</sub></b> и последующее растворение его в кислоте. <b>3.</b> Взаимодействие <b>CuSO<sub>4</sub></b> с Fe, помутнение «известковой воды». <b>4.</b> Опыты, подтверждающие закон сохранения массы веществ</p>	§26, упр. 2— 5	
41/4. Химические уравнения. Реакции разложения	<p>Понятие о химическом уравнении как об условной записи химической реакции с помощью химических формул. Значение индексов и коэффициентов.</p> <p>Составление уравнений химических реакций. Сущность реакций разложения и составление уравнений реакций, проделанных учителем</p>	<p><b>Д. 1.</b> Электролиз воды.</p> <p><b>2.</b> Разложение нитратов калия, пермангата калия, азотной кислоты, гидроксида меди (II)</p>	§27 до слов: «С помощью можно определить упр. 1	
<b>42/5. Практическая работа № 5 «Получение кислорода и изучение его свойст.»</b>			Стр. 114	
43/6.. Реакции соединения	<p>Сущность реакций соединения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем</p>	<p><b>Д.</b> Осуществление переходов:</p> <p><b>S</b> → <b>SO<sub>2</sub></b> → <b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>;</p> <p><b>P</b> → <b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b> → <b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>;</p> <p><b>Ca</b> → <b>CaO</b> → <b>Ca(OH)<sub>2</sub></b></p> <p><b>Л. №4</b> окисление меди в пламени спиртовки</p>	§27 – реакции соединения	

44/7. Реакции замещения	Сущность реакций соединения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем	Д. 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой.  2. Взаимодействие цинка и алюминия с растворами соляной и серной кислот.  Л. №5 Взаимодействие металлов (Fe, Al, Zn) с растворами солей (CuSO <sub>4</sub> , AgNO <sub>3</sub> )	§27 – реакции замещения	
<b>45/8. Практическая работа №6 «Получение водорода»</b>				
46/9. Реакции обмена	Сущность реакций обмена. Составление уравнений реакций, проделанных учителем.  Реакции нейтрализации.  Условия течения реакций между растворами кислот, щелочей и солей до конца	Д. Взаимодействие вне растворов щелочей, окрашенных фенолфталеином, с растворами кислот.  Л №6. взаимодействие CO <sub>2</sub> с известковой водой, вдуваемого через его раствор  Л. № 7 получение углекислого газа при взаимодействии соды с серной кислотой	§27 – реакции обмена,  Упр . 3,4	
47,48/10 -11. Расчеты по химическим уравнениям	Решение задач на нахождение количества, массы или объема продукта реакции по количеству, массе или объему исходного вещества. Те же расчеты, но с использованием понятия «доля» (исходное вещество дано в виде раствора заданной концентрации или содержит определенную долю примесей)		§28,  Задачи 1 - 5	
49/12. Обобщение и систематизация знаний по теме	Решение задач и упражнений. Подготовка к контрольной работе			
<b>50/13. Контрольная работа № 3 по теме: «Изменения, происходящие с веществами»</b>				
<b>Тема 7. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (18 ч)</b>				
<b>16+1пр+1конт (6 лабор)</b>				



<p>51/1. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Типы растворов</p>	<p>Растворы. Гидраты. Кристаллогидраты. Тепловые явления при растворении. Зависимость растворимости веществ от температуры. Кривые растворимости. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Различная растворимость веществ в воде</p>	<p>Д. 1. Мгновенная кристаллизация пересыщенного раствора глауберовой соли.</p> <p>2. Растворимость веществ при разных температурах. Тепловые явления при растворении.</p> <p>е</p>	<p>§34</p>	
<p>52/2. Электролитическая диссоциация</p>	<p>Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации веществ с разным видом связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты</p>	<p>Д. 1. Испытание веществ и их растворов на электропроводность.</p> <p>2. Зависимость электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления</p>	<p>§3 5, уп р. 1- 6</p>	
<p>53/3. Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД)</p> <p><b>IV Четверть</b></p>	<p>Ионы. Свойства ионов. Классификация ионов по составу (простые и сложные), по зарядности (катионы и анионы), по наличию водной оболочки (гидротированные и негидратированные).</p> <p>Основные положения ТЭД</p>	<p>Д. Движение окрашенных ионов в электрическом поле</p>	<p>§36,  упр. 1-5</p>	
<p>54/4. Ионные уравнения реакции</p>	<p>Реакции обмена, идущие до конца. Запись уравнений реакций (молекулярных и ионных) с использованием таблицы растворимости</p>		<p>§37,  упр. 1-5</p>	
<p>55,56/5-6. Кислоты в свете ТЭД, их классификация и свойства</p>	<p>Определение кислот как электролитов, их диссоциация.</p> <p>Классификация кислот по различным признакам. Взаимодействие кислот с металлами, условия течения этих реакций. Электрохимический ряд напряжений металлов. Взаимодействие кислот с оксидами металлов и основаниями. Реакции нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот</p>	<p><b>Л.№8</b> Химические свойства кислот (на примере <b>HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>)</p>	<p>§38,  упр. 1-6</p>	

57/7. Основания в свете ТЭД, их классификация и свойства	<p>Определение оснований как электролитов, их диссоциация. Классификация оснований по различным признакам. Взаимодействие оснований с кислотами (повторение). Взаимодействие щелочей с солями (работа с таблицей растворимости) и оксидами неметаллов.</p> <p>Разложение нерастворимых солей</p>	<p><b>Д.1. Взаимодействие <math>\text{CO}_2</math> и <math>\text{NaOH}</math>.</b></p> <p><b>2. Разложение <math>\text{Cu(OH)}_2</math>.</b></p> <p><b>Л.№9</b> Реакции, характерные для щелочей и нерастворимых оснований <b>Л. №10</b> Получение и свойства нерастворимых оснований</p>	§39, упр. 1-5	
58/8. Оксиды	Состав оксидов, их классификация: несолеобразующие и солеобразующие (кислотные и основные). Свойства кислотных и основных оксидов	<b>Л., Л. №11-12</b> Изучение свойств основных оксидов для <b>CaO</b> и кислотных для <b>CO<sub>2</sub></b> и <b>SO<sub>2</sub></b>	§40, упр. 1-5	
59/9. Соли в свете ТЭД, их свойства	<p>Определение солей как электролитов, их диссоциация. Взаимодействие солей с: металлами, особенности этих реакций и взаимодействие солей с солями (работа с таблицей растворимости).</p> <p>Взаимодействие солей с кислотами и щелочами (повторение)</p>	<b>Л. №13</b> Химические свойства солей на примере хлорида меди.	§ 41, упр. 1 — 5	
60/10. Генетическая связь между классами неорганических веществ	Понятие о генетической связи и генетических рядах металлов и неметаллов	<p><b>Д.</b> Осуществление переходов: <b><math>\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2</math></b>;</p> <p><b>Ca</b> <math>\rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2</math></p>	§4 2, уп р. 1 — 5	
61/11. Обобщение и систематизация знаний по теме	Решение расчетных задач по уравнениям, характеризующим свойства основных классов соединений, и выполнение упражнений этого плана и на генетическую связь. Подготовка к контрольной работе			
<b>62/12. Контрольная работа № 4 по теме «Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов</b>				

63/13. Классификация химических реакций.  Окислительно-восстановительные реакции	Различные признаки классификации химических реакций. Определение степеней окисления элементов, образующих вещества различных классов. Реакции окислительно-восстановительные и реакции ионного обмена, их отличия. Понятие об окислителе и восстановителе, окис-нии и вос-е	Д. 1. Примеры реакций соединения, разложения, замещения, обмена; экзо- и эндотермических. 2. Взаимодействие <b>Zn</b> с <b>HCl, S, CuSO<sub>4</sub></b> . 3. Горение магния. 4. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды	§4 3, уп р. 1 — 3	
64/14. Упражнения в составлении окислительно-восстановительных реакций	Составление уравнений ОВР методом электронного баланса		§4 3, № 4, 8	
65,66/15-16. Свойства изученных классов веществ в свете окислительно-восстановительных реакций	Характеристика свойств простых веществ металлов и неметаллов, а также кислот и солей в свете ОВР			
<b>67/17. Практическая работа «Решение экспериментальных задач на распознавание катионов и анионов»</b>				
68/18. Обобщение и систематизация знаний по теме	Выполнение упражнений, Учет и контроль знаний по теме			

**Выполнение программного материала по четвертям и за год.**

<b>I четверть, 9 недель 01.09.14 – 02.11.14</b>	<b>II четверть, 7 недель 10.11.14– 29.12.14</b>	<b>III четверть, 9 недель 12.01.15 – 23.03.15</b>	<b>IV четверть, 8 недель 03.04.15 – 30.05.15</b>	<b>Год, 34 недели</b>
<b>Практических работ - 2 Контрольных работ – 1 Лабораторных опытов – 0</b>	<b>Практических работ - нет Контрольных работ – 1 Лабораторных опытов – 1</b>	<b>Практических работ - 4 Контрольных работ – 1 Лабораторных опытов – 6</b>	<b>Практических работ - 1 Контрольных работ – 1 Лабораторных опытов – 6</b>	<b>Практических работ - 7 Контрольных работ – 4 Лабораторных опытов – 13</b>

## Перечень практических работ

№	Тема
1.	Практическая работа № 1. Правила ТБ при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами.
2.	Практическая работа № 2. Очистка загрязненной поваренной соли.
3.	Практическая работа № 3. Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе
4.	Практическая работа № 4. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание
5.	Практическая работа № 5. Признаки химических реакций.
6.	Практическая работа № 6. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей.
7.	Практическая работа № 7. Решение экспериментальных задач.

## Перечень лабораторных опытов

№	Тема
1.	Лабораторный опыт № 1. Знакомство с образцами веществ разных классов.
2.	Лабораторный опыт № 2. Разделение смесей.
3.	Лабораторный опыт № 3. Сравнение скорости испарения воды и спирта по исчезновению их капель на фильтровальной бумаге.
4.	Лабораторный опыт № 4. Окисление меди в пламени спиртовки.
5.	Лабораторный опыт № 5. Помутнение известковой воды от выдыхаемого углекислого газа.
6.	Лабораторный опыт № 6. Получение углекислого газа взаимодействием соды и кислоты.
7.	Лабораторный опыт № 7. Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом.
8.	Лабораторный опыт № 8. Реакции, характерные для растворов кислот.
9.	Лабораторный опыт № 9. Реакции, характерные для растворов щелочей.
10.	Лабораторный опыт № 10. Получение и свойства нерастворимого основания.
11.	Лабораторный опыт № 11. Реакции, характерные для растворов солей.
12.	Лабораторный опыт № 12. Реакции, характерные для основных оксидов.
13.	Лабораторный опыт № 13. Реакции, характерные для кислотных оксидов.

## Цели

*Изучение химии на ступени основного общего образования 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.

### Результаты обучения в курсе «Неограниченная химия» в 8 классе:

#### Требования к уровню подготовки

**В результате изучения данного предмета в 8 классе учащийся должен знать:**

- основные формы существования химического элемента (свободные атомы, простые и сложные вещества),
- Основные сведения о строении атомов элементов малых периодов,
- Основные виды химической связи,
- Типы кристаллических решеток,
- Факторы, определяющие скорость химических реакций и состояние химического равновесия,
- Типологию химических реакций по различным признакам,
- Сущность электролитической реакции,
- Названия, состав, классификацию и состав важнейших классов неорганических соединений в свете электролитической диссоциации и с позиций окисления – восстановления.

**Учащиеся должны уметь:**

- Применять следующие понятия: химический элемент, атомы, изотопы, ионы, молекулы; простое и сложное вещество; аллотропия; относительная атомная и молекулярная массы, количества вещества, молярная масса, молярный объем, число Авогадро; электроотрицательность, степень окисления, окислительно-восстановительный процесс; химическая связь, ее виды и разновидности; химическая реакция и ее классификации; скорость химической реакции и факторы ее зависимости; обратимость химической реакции, химическое равновесие и условия его смещения; электролитическая диссоциация, гидратация молекул и ионов; ионы, их классификация и свойства; электрохимический ряд напряжений металлов;
- Разъяснять смысл химических формул и уравнений; объяснять действие изученных закономерностей (сохранения массы веществ при химических реакциях); определять степени окисления атомов химических элементов по формулам их соединений; составлять уравнения реакций, определять их вид и характеризовать окислительно – восстановительные реакции, определять по составу (химическим формулам) принадлежность веществ к различным классам соединений и характеризовать их химические свойства, в Ом числе и в сете электролитической диссоциации; устанавливать генетическую связь между классами неорганических соединений и зависимость между составом вещества и его свойствами;

- Обращаться с лабораторным оборудованием; соблюдать правила техники безопасности; проводить простые химические опыты; наблюдать за химическими процессами и оформлять результаты наблюдений;
- Производить расчеты по химическим формулам и уравнениям с использованием изученных понятий.

**Следовать правилам:**

- Пользования химической посудой и лабораторным оборудованием (пробирками, химическими стаканами, воронкой, лабораторным штативом, нагревательными приборами).
- Работы с концентрированными кислотами и их растворами, щелочами и негашеной известью, водородом, метаном (природным газом), бензином, ядохимикатами, минеральными удобрениями, в соответствии с инструкциями по выполнению химических опытов.
- Нагревания, отстаивания, фильтрования и выпаривания.
- Получения и собирания кислорода, водорода, оксида углерода (IV).
- Оказания помощи пострадавшим от неумелого обращения с веществами.

**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.

### методические пособия для учителя:

Химия. 8 класс: Учеб. Для общеобразовательных учебных заведений.- 2-е издание, испр. – М.: Дрофа, 2001

Химия 8-9 классы: Метод. пособие/ О.С. Габриелян, А.В. Яшукова,- М.: Дрофа, 2004,

Химия 8 класс: поурочные планы по учебнику О.С. Габриелян/ авт.-сост. В.Г. Денисова.- Волгоград: Учитель, 2006, настольная книга учителя.

Химия. 8 класс/О.С. Габриелян, Н.П. Воскобойникова, А.В. Яшукова.- 2-е изд., стереотип. М.: Дрофа, 2009, ,

Общеобразовательная программа по химии для основной школы; допущено Департаментом образовательных программ и стандартов общего образования Министерства образования Российской Федерации; ДРОФА Москва. 2012,

Примерная программа основного общего образования по химии. Издательский центр «Вента Граф», 2007

### Дополнительная литература для учителя

Радецкий А.М., Горшкова В.П., Кругликова Л.Н. Дидактический материал по химии для 8-9 классов: пособие для учителя. – М.: Просвещение, 2004. – 79 с.

1. Изучаем химию в 8 классе: дидактическое пособие к учебнику О.С. Габриеляна «Химия. 8 класс» для учащихся и учителей – 5-е изд., испр и доп. – Москва: «БЛИК и К», 2009. – 224с.
2. Дидактические карточки-задания по химии: 8 класс: к учебнику О.С. Габриеляна «Химия. 8 класс» / Н.С. Павлова. – М.: Издательство «Экзамен», 2009. – 159, [1] с. (Серия «Учебно-методический комплект»).
3. Хомченко И.Г. Решение задач по химии. – М.: ООО «Издательство Новая Волна», 2011. – 256с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Издательство «Химия», 2012

### Дополнительная литература для учащихся

рабочая тетрадь к учебнику О.С. Габриелян «Химия-8»/О.С. Габриелян, А.В. Яшукова,-3-е изд., стереотип. - М.: Дрофа, 2009; химия 8 класс.

Карточки задания к учебнику Габриеляна О.С.-Саратов: Лицей, 2009, школьный практикум. Химия 8-9 класс/ М.М. Зуева, Н.Н. Гара, 3-е изд., стереотип. М.: Дрофа, 2012

### MULTIMEDIA – поддержка предмета

Химия. Мультимедийное учебное пособие нового образца. – М.: ЗАО Просвещение-МЕДИА, 2005.

5. «Единая коллекция Цифровых Образовательных Ресурсов» (набор цифровых ресурсов к учебникам О.С. Габриеляна) (<http://school-collection.edu.ru/>).
6. <http://him.1september.ru/index.php> – журнал «Химия».
7. <http://him.1september.ru/urok/> - **Материалы к уроку**. Все работы, на основе которых создан сайт, были опубликованы в журнале «Химия». Авторами сайта проделана большая работа по систематизированию газетных статей с учётом школьной учебной программы по предмету "Химия".
15. [www.edios.ru](http://www.edios.ru) – Эйдос – центр дистанционного образования
16. [www.km.ru/education](http://www.km.ru/education) - учебные материалы и словари на сайте «Кирилл и Мефодий»
17. <http://djvu-inf.narod.ru/> - электронная библиотека

### Программное обеспечение по химии

Авторская программа	Примерная программа общего образования	Учебник: автор, год издания	Методическое обеспечение
<p>Программа курса химии для 8-11 классов. Автор О.С.Габриелян</p>	<p>Общеобразовательная программа по химии для основной школы; допущено Департаментом образовательных программ и стандартов общего образования Министерства образования Российской Федерации; ДРОФА Москва. 2001, Примерная программа основного общего образования по химии. Издательский центр «Вента Граф», 2007</p>	<p>Химия. 8 класс: Учеб. Для общеобразовательных учебных заведений.- 2-е издание, испр. – М.: Дрофа, 2009</p>	<p>Химия 8-9 классы: Метод. пособие/ О.С. Габриелян, А.В. Яшукова,- М.: Дрофа, 2009, химия 8 класс: поурочные планы по учебнику О.С. Габриелян/ авт.-сост. В.Г. Денисова.- Волгоград: Учитель, 2009, настольная книга учителя. Химия. 8 класс/О.С. Габриелян, Н.П. Воскобойникова, А.В. Яшукова.- 2-е изд., стереотип. М.: Дрофа, 2012, рабочая тетрадь к учебнику О.С. Габриелян «Химия-8»/О.С. Габриелян, А.В. Яшукова,- 3-е изд., стереотип. - М.: Дрофа, 2009; химия 8 класс. Карточки задания к учебнику Габриеляна О.С.-Саратов: Лицей, 2004, школьный практикум. Химия 8-9 класс/ М.М. Зуева, Н.Н. Гара, 3-е изд., стереотип. М.: Дрофа, 2009,</p>
<p>Программа курса химии для 8-11 классов. Автор О.С.Габриелян</p>	<p>Общеобразовательная программа по химии для средней (полной) школы; допущено Департаментом образовательных программ и стандартов общего образования Министерства образования Российской Федерации; ДРОФА Москва. 2006, Примерная программа среднего (полного) образования по химии. Издательский центр «Вента Граф», 2007</p>	<p>Химия. 9 класс: Учеб. для общеобразовательных учреждений. - 14-е издание, испр. – М.: Дрофа, 2008</p>	<p>Химия 8-9 классы: Метод. пособие/ О.С. Габриелян, А.В. Яшукова,- М.: Дрофа, 2009, химия 9 класс: поурочные планы по учебнику О.С. Габриелян/ авт.-сост. В.Г. Денисова.- Волгоград: Учитель, 2012, поурочные разработки по химии 9 класс к учебным комплектам: О.С. Габриеляна (М: Дрофа), Л.С. Гузея и др. (М: Дрофа), Г.Е. Рудзитиса, Ф.Г. Фельдмана (М: Просвещение)/ Москва» ВАКО» 2008; настольная книга учителя. химия. 9 класс/О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. - 2-е изд., стереотип. М.: Дрофа, 2009, рабочая тетрадь к учебнику О.С. Габриелян «Химия-9»/О.С. Габриелян, А.В. Яшукова,- 2-е изд., стереотип. - М.: Дрофа, 2009; школьный практикум. Химия 8-9 класс/ М.М. Зуева, Н.Н. Гара, 3-е изд., стереотип. М.: Дрофа, 2008,</p>